Yayan Sunarya
Agus Setiabudi

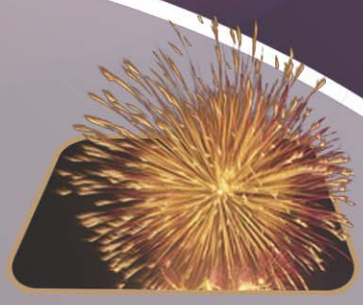
Mudah dan Aktif Belajar Kimia

untuk Kelas XI
Sekolah Menengah Atas/Madrasah Aliyah
Program Ilmu Pengetahuan Alam

2

PUSAT PERBUKUAN
Departemen Pendidikan Nasional





Yayan Sunarya dan Agus Setiabudi
Mudah dan Aktif Belajar Kimia
untuk Kelas XI SMA/MA Program Ilmu Pengetahuan Alam

Yayan Sunarya
Agus Setiabudi

Disertai Pengayaan • Indonesia-Inggris •

Mudah dan Aktif Belajar Kimia

untuk Kelas XI
Sekolah Menengah Atas/Madrasah Aliyah
Program Ilmu Pengetahuan Alam

2

PUSAT PERBUKUAN
Departemen Pendidikan Nasional

Hak Cipta Pada Departemen Pendidikan Nasional
dilindungi oleh Undang-Undang

Mudah dan Aktif Belajar Kimia
untuk Kelas XI Sekolah Menengah Atas/Madrasah Aliyah
Program Ilmu Pengetahuan Alam

Penulis	:	Yayan Sunarya Agus Setiabudi
Penyunting	:	Yana Hidayat Intan Permata Shariati
Pewajah Isi	:	Adam Indrayana
Pewajah Sampul	:	A. Purnama
Pereka Ilustrasi	:	S. Riyadi
Ukuran Buku	:	21 x 29,7 cm

540.7
YAY YAYAN Sunarya
m Mudah dan Aktif Belajar Kimia 2 : Untuk Kelas XI Sekolah Menengah Atas/ Madrasah Aliyah Program Ilmu Pengetahuan Alam / penulis, Yayan Sunarya, Agus Setiabudi ; penyunting, Intan Permata Shariati, Yana Hidayat ; ilustrasi, S. Riyadi. — Jakarta : Pusat Perbukuan, Departemen Pendidikan Nasional, 2009.
vi, 250 hlm. : ilus. ; 30 cm.

Bibliografi : hlm. 250
Indeks
ISBN 978-979-068-712-9 (No. Jil Lengkap)
ISBN 978-979-068-723-3

1. Kimia-Studi dan Pengajaran I. Judul II. Agus Setiabudi
III. Intan Permata Shariati V. S. Riyadi

Hak Cipta Buku ini dibeli oleh Departemen Pendidikan Nasional
dari Penerbit Setia Purna Inves, PT

Diterbitkan oleh Pusat Perbukuan
Departemen Pendidikan Nasional
Tahun 2009

Diperbanyak oleh

Kata Sambutan

Puji syukur kami panjatkan ke hadirat Allah SWT, berkat rahmat dan karunia-Nya, Pemerintah, dalam hal ini, Departemen Pendidikan Nasional, pada tahun 2009, telah membeli hak cipta buku teks pelajaran ini dari penulis/penerbit untuk disebarluaskan kepada masyarakat melalui situs internet (*website*) Jaringan Pendidikan Nasional.

Buku teks pelajaran ini telah dinilai oleh Badan Standar Nasional Pendidikan dan telah ditetapkan sebagai buku teks pelajaran yang memenuhi syarat kelayakan untuk digunakan dalam proses pembelajaran melalui Peraturan Menteri Pendidikan Nasional Nomor 22 Tahun 2007 tanggal 25 Juni 2007.

Kami menyampaikan penghargaan yang setinggi-tingginya kepada para penulis/penerbit yang telah berkenan mengalihkan hak cipta karyanya kepada Departemen Pendidikan Nasional untuk digunakan secara luas oleh para siswa dan guru di seluruh Indonesia.

Buku-buku teks pelajaran yang telah dialihkan hak ciptanya kepada Departemen Pendidikan Nasional ini, dapat diunduh (*down load*), digandakan, dicetak, dialihmediakan, atau difotokopi oleh masyarakat. Namun, untuk penggandaan yang bersifat komersial harga penjualannya harus memenuhi ketentuan yang ditetapkan oleh Pemerintah. Diharapkan bahwa buku teks pelajaran ini akan lebih mudah diakses sehingga siswa dan guru di seluruh Indonesia maupun sekolah Indonesia yang berada di luar negeri dapat memanfaatkan sumber belajar ini.

Kami berharap, semua pihak dapat mendukung kebijakan ini. Kepada para siswa kami ucapkan selamat belajar dan manfaatkanlah buku ini sebaik-baiknya. Kami menyadari bahwa buku ini masih perlu ditingkatkan mutunya. Oleh karena itu, saran dan kritik sangat kami harapkan.

Jakarta, Juni 2009
Kepala Pusat Perbukuan

Kata Pengantar

Sampai saat ini, buku-buku kimia untuk SMA/MA yang berkualitas dirasakan masih kurang. Sementara itu, tuntutan terhadap pemahaman prinsip-prinsip ilmu Kimia sangat tinggi. Lebih-lebih perkembangan ilmu pengetahuan dan teknologi yang didasari oleh ilmu Kimia semakin menantang dan sangat bervariasi dalam aplikasinya. Oleh sebab itu, kami berharap dengan terbitnya buku ini, belajar kimia yang membutuhkan gabungan banyak konsep (baik konsep yang relevan dengan ketermasaan maupun konsep baru) dan pengembangan keterampilan analisis bagi siswa SMA/MA dapat terpenuhi.

Ada dua hal yang berkaitan dengan Kimia, yaitu Kimia sebagai produk dan Kimia sebagai proses kerja ilmiah. Kimia sebagai produk adalah pengetahuan Kimia yang berupa fakta, konsep, prinsip, hukum,dan teori. Kimia sebagai proses kerja ilmiah merupakan penalaran (keterampilan) dari hasil penguasaan dalam pembelajaran materi secara praktis dan analisis.

Mata pelajaran Kimia di SMA/MA merupakan panduan untuk mempelajari segala sesuatu tentang zat yang meliputi komposisi, struktur dan sifat, perubahan, dinamika, serta energitika zat yang melibatkan konsep dan aplikasi. Oleh karena itu, ilmu Kimia banyak melibatkan konsep-konsep dan pengembangan keterampilan analisis.

Melihat pentingnya pelajaran Kimia di sekolah, penerbit mencoba menghadirkan buku yang dapat menjadi media belajar yang baik bagi Anda. Sebuah buku yang akan memandu Anda untuk belajar Kimia dengan baik. Sebuah buku yang disusun dan dikembangkan untuk memberikan dasar-dasar pengetahuan, keterampilan, keahlian, dan pengalaman belajar yang bermanfaat bagi masa depan Anda.

Demikianlah persembahan dari penerbit untuk dunia pendidikan. Semoga buku ini dapat bermanfaat.

Bandung, Mei 2007

Penerbit

Panduan untuk Pembaca

Cakupan materi pembelajaran pada buku ini disajikan secara sistematis, komunikatif, dan integratif. Di setiap awal bab dilengkapi gambar pembuka pelajaran, bertujuan memberikan gambaran materi pembelajaran yang akan dibahas, dan mengajarkan Anda konsep berpikir kontekstual dan logis sekaligus merangsang cara berpikir lebih dalam. Selain itu, buku ini juga ditata dengan format yang menarik dan didukung dengan foto dan ilustrasi yang representatif. Bahasa digunakan sesuai dengan tingkat kematangan emosional Anda sehingga Anda lebih mudah memahami konsep materinya.

Buku Mudah dan Aktif Belajar Kimia untuk SMA Kelas XI ini terdiri atas sepuluh bab, yaitu Struktur Atom; Sistem Periodik Unsur-Unsur; Ikatan Kimia; Rumus dan Persamaan Kimia; Hukum Dasar dan Perhitungan Kimia; Larutan Elektrolit dan Nonelektrolit; Reaksi Reduksi Oksidasi; Hidrokarbon; Minyak Bumi; dan Kimia Terapan. Untuk lebih jelasnya, perhatikan petunjuk untuk pembaca berikut.



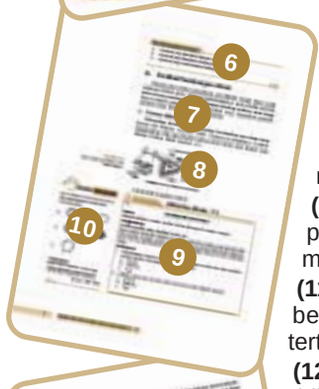
(1) **Judul Bab,** disesuaikan dengan tema materi dalam bab.

(2) **Hasil yang harus Anda capai,** tujuan umum yang harus Anda capai pada bab yang Anda pelajari.

(3) **Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu,** kemampuan yang harus Anda kuasai setelah mempelajari bab.

(4) **Gambar Pembuka Bab,** disajikan untuk mengetahui contoh manfaat dari materi yang akan dipelajari.

(5) **Advanced Organizer**, disajikan untuk menumbuhkan rasa ingin tahu dari materi yang akan dipelajari dan mengarahkan Anda untuk lebih fokus terhadap isi bab.



(6) **Tes Kompetensi Awal,** merupakan syarat yang harus Anda pahami sebelum memasuki materi pembelajaran.

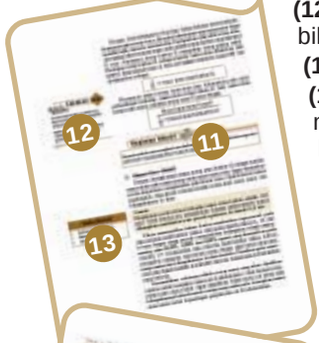
(7) **Materi Pembelajaran**, disajikan secara sistematis, komunikatif, integratif, dan sesuai dengan perkembangan ilmu dan teknologi sehingga Anda dapat tertantang untuk belajar lebih jauh.

(8) **Gambar** dan **Ilustrasi**, sesuai dengan materi dalam bab yang disajikan secara menarik dan mudah dipahami.

(9) **Aktivitas Kimia,** tugas yang diberikan kepada Anda berupa analisis masalah atau kegiatan di laboratorium sehingga dapat menumbuhkan semangat inovasi, kreativitas, dan berpikir kristis.

(10) Mahir Menjawab, merupakan sarana bagi Anda dalam persiapan menghadapi Ujian Akhir dan SPMB sehingga mempunyai nilai tambah.

(11) Kegiatan Inkuiri, menguji pemahaman Anda secara terbuka berdasarkan konsep yang telah Anda pelajari sehingga Anda tertarik untuk belajar lebih dalam.

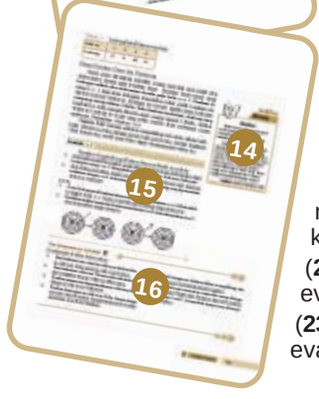


(12) Catatan, menyajikan informasi dan keterangan singkat secara bilingual berkaitan dengan konsep yang dipelajari.

(13) Kata Kunci, panduan Anda dalam mempelajari konsep materi.

(14) Sekilas Kimia, berisi informasi menarik dan aplikatif berdasarkan materi bab yang dipelajari sehingga dapat menumbuhkan semangat bekerja keras dan belajar lebih jauh.

(15) Contoh, menyajikan contoh-contoh soal dengan jawaban yang kongkret dan jelas berkaitan dengan materi yang disajikan.



(16) Tes Kompetensi Subbab, menguji pemahaman Anda terhadap materi dalam setiap subbab.

(17) Rangkuman, merupakan ringkasan materi pembelajaran bab.

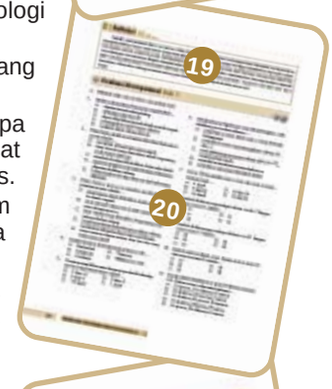
(18) Peta Konsep, menggambarkan hubungan antarkonsep sehingga memudahkan Anda mempelajari materi dalam bab.

(19) **Refleksi**, sebagai cermin diri bagi Anda setelah mempelajari materi di akhir pembelajaran setiap bab.



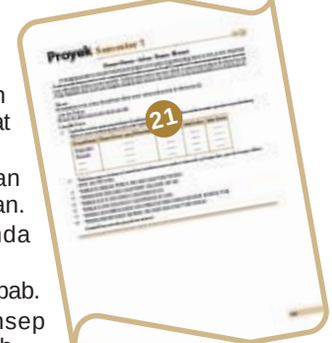
(20) **Evaluasi Kompetensi Bab,** merupakan penekanan terhadap pemahaman konsep materi, berkaitan dengan materi dalam bab.

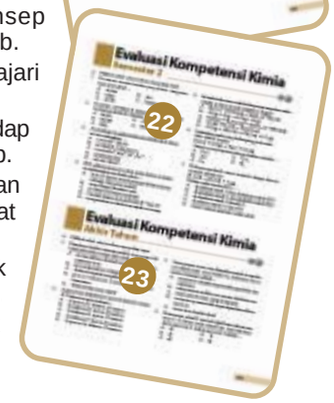
(21) **Proyek Semester,** disajikan agar Anda dapat menggali dan memanfaatkan informasi, menyelesaikan masalah, dan membuat keputusan dalam kerja ilmiah.



(22) **Evaluasi Kompetensi Kimia Semester,** disajikan untuk evaluasi Anda setelah mempelajari semester yang bersangkutan.

(23) **Evaluasi Kompetensi Kimia Akhir Tahun,** disajikan untuk evaluasi Anda setelah mempelajari seluruh bab.





Diunduh dari BSE.Mahoni.com

Daftar Isi

Kata Sambutan • iii
Kata Pengantar • iv
Panduan untuk Pembaca • v

Bab 1
Struktur Atom • 1
A. Teori Atom Modern • 2
B. Bentuk Orbital • 8
C. Konfigurasi Elektron Atom Polielektron • 10
D. Tabel Periodik Unsur-Unsur • 18
Rangkuman • 21
Peta Konsep • 22
Refleksi • 22
Evaluasi Kompetensi Bab 1 • 23

Bab 2
Struktur dan Gaya Antarmolekul • 27
A. Struktur Molekul Dasar • 28
B. Teori Domain Elektron • 29
C. Teori Ikatan Valensi dan Hibridisasi • 34
D. Gaya Antarmolekul • 43
Rangkuman • 48
Peta Konsep • 49
Refleksi • 49
Evaluasi Kompetensi Bab 2 • 50

Bab 3
Termokimia • 53
A. Entalpi dan Perubahannya • 54
B. Penentuan ΔH Reaksi secara Empirik • 59
C. Penentuan H Reaksi secara Semiempirik • 63
D. Kalor Bahan Bakar dan Sumber Energi • 69
Rangkuman • 73
Peta Konsep • 74
Refleksi • 74
Evaluasi Kompetensi Bab 3 • 75

Bab 4
Kecepatan Reaksi • 79
A. Kecepatan Reaksi • 80
B. Faktor-Faktor yang Memengaruhi Kecepatan Reaksi • 84
C. Kecepatan Reaksi dan Tingkat Reaksi • 88
D. Teori Tumbukan dan Energi Pengaktifan • 91
E. Aplikasi Kecepatan Reaksi • 94
Rangkuman • 97
Peta Konsep • 98
Refleksi • 98
Evaluasi Kompetensi Bab 4 • 99

Bab 5
Kesetimbangan Kimia • 103
A. Kesetimbangan Dinamis dan Tetapan Kesetimbangan • 104
B. Faktor-Faktor yang Memengaruhi Kesetimbangan • 109
C. Hubungan Kuantitatif Pereaksi dan Hasil Reaksi • 114
D. Reaksi Kesetimbangan di Industri Kimia • 122
Rangkuman • 125
Peta Konsep • 126
Refleksi • 126
Evaluasi Kompetensi Bab 5 • 127
Proyek Semester 1 • 132
Evaluasi Kompetensi Kimia Semester 1 • 133

Bab 6
Asam Basa • 137
A. Asam Basa Arhenius • 138
B. Derajat Kekuatan Asam Basa • 140
C. Penentuan pH Asam Basa • 145
D. Asam Basa Bronsted-Lowry dan Lewis • 151
Rangkuman • 156
Peta Konsep • 157
Refleksi • 157
Evaluasi Kompetensi Bab 6 • 158

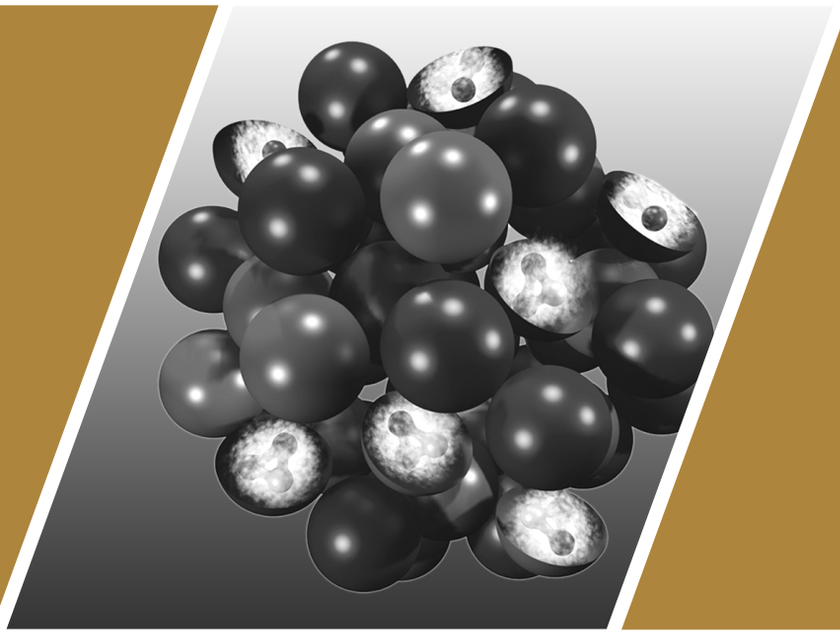
Bab 7
Stoikiometri Larutan dan Titrasi Asam Basa • 161
A. Reaksi dalam Larutan • 162
B. Titrasi Asam Basa • 168
Rangkuman • 174
Peta Konsep • 175
Refleksi • 175
Evaluasi Kompetensi Bab 7 • 176

Bab 8
Kesetimbangan Ion-Ion dalam Larutan • 179
A. Larutan Asam Basa • 180
B. Hidrasi dan Hidrolisis Garam-Garam • 181
C. Larutan Penyangga • 187
D. Kesetimbangan Kelarutan Garam Sukar Larut • 195
Rangkuman • 200
Peta Konsep • 201
Refleksi • 201
Evaluasi Kompetensi Bab 8 • 202

Bab 9
Sistem Koloid • 205
A. Penggolongan dan Sifat-Sifat Koloid • 206
B. Kestabilan Koloid • 212
C. Pembuatan Koloid • 215
Rangkuman • 218
Peta Konsep • 219
Refleksi • 219
Evaluasi Kompetensi Bab 9 • 220
Proyek Semester 2 • 223
Evaluasi Kompetensi Kimia Semester 2 • 224
Evaluasi Kompetensi Kimia Akhir Tahun • 227

Apendiks 1 • 231
Apendiks 2 • 240
Senarai • 245
Indeks • 248
Daftar Pustaka • 250

Bab 1



Sumber: *www.bauerundguse.de*

Atom tidak dapat diidentifikasi melalui pengamatan secara langsung karena struktur atom sangat kecil.

Struktur Atom

Hasil yang harus Anda capai:

memahami struktur atom untuk meramalkan sifat-sifat periodik unsur, struktur molekul, dan sifat-sifat senyawa.

Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu:

menjelaskan teori atom Bohr dan mekanika kuantum untuk menuliskan konfigurasi elektron dan diagram orbital serta menentukan letak unsur dalam tabel periodik.

Hukum-hukum mekanika klasik seperti Hukum Newton dapat menjelaskan materi berukuran makro dengan akurat. Akan tetapi, hukum tersebut tidak mampu menjelaskan gejala yang ditimbulkan oleh materi berukuran mikro, seperti elektron, atom, atau molekul. Materi berukuran mikro hanya dapat dijelaskan dengan teori mekanika kuantum.

Teori atom berdasarkan mekanika kuantum dirumuskan oleh **Werner Heisenberg** dan **Erwin Schrodinger**. Selain itu, sumbangan pemikiran terhadap teori ini diberikan juga oleh **Paul Dirac**, **Max Born**, dan **Pauli**. Keunggulan teori atom mekanika kuantum dapat menjelaskan materi berskala mikro seperti elektron dalam atom sehingga penyusunan (keberadaan) elektron dalam atom dapat digambarkan melalui penulisan konfigurasi elektron dan diagram orbital.

Bagaimanakah menuliskan konfigurasi elektron dan diagram orbital? Bagaimanakah menentukan letak unsur dalam sistem periodik? Anda akan mengetahui jawabannya setelah menyimak bab ini.

A. Teori Atom Modern
B. Bentuk Orbital
C. Konfigurasi Elektron Atom Polielektron
D. Sistem Periodik Unsur-Unsur

Tes Kompetensi Awal

1. Apakah yang Anda ketahui tentang teori atom Bohr?
2. Apakah yang Anda ketahui tentang teori mekanika kuantum?
3. Berdasarkan apakah penyusunan unsur-unsur dalam tabel periodik?

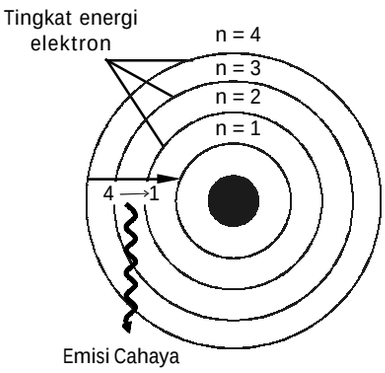
A. Teori Atom Modern

Teori atom Bohr cukup berhasil dalam menjelaskan gejala spektrum atom hidrogen, bahkan dapat menentukan jari-jari atom hidrogen dan tingkat energi atom hidrogen pada keadaan dasar berdasarkan postulat momentum sudut elektron. Seiring dengan perkembangan ilmu pengetahuan, ditemukan fakta-fakta baru yang menunjukkan adanya kelemahan pada teori atom Bohr. Oleh karena itu, dikembangkan teori atom mekanika kuantum.

1. Teori Atom Bohr

Sebagaimana telah Anda ketahui, teori atom Bohr didasarkan pada empat postulat sebagai berikut.

a. Elektron-elektron dalam mengelilingi inti atom berada pada tingkat-tingkat energi atau orbit tertentu. Tingkat-tingkat energi ini dilambangkan dengan n=1, n=2, n=3, dan seterusnya. Bilangan bulat ini dinamakan bilangan kuantum (perhatikan **Gambar 1.1**).
b. Selama elektron berada pada tingkat energi tertentu, misalnya n=1, energi elektron tetap. Artinya, tidak ada energi yang diemisikan (dipancarkan) maupun diserap.
c. Elektron dapat beralih dari satu tingkat energi ke tingkat energi lain disertai perubahan energi. Besarnya perubahan energi sesuai dengan persamaan Planck, $\Delta E = hv$.
d. Tingkat energi elektron yang dibolehkan memiliki momentum sudut tertentu. Besar momentum sudut ini merupakan kelipatan dari $\frac{h}{2p}$ atau $\frac{nh}{2p}$, n adalah bilangan kuantum dan h tetapan Planck.



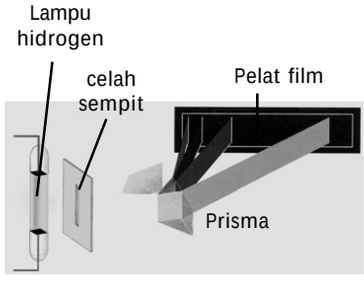
Gambar 1.1
Menurut Bohr, elektron berada pada tingkat energi tertentu. Jika elektron turun ke tingkat energi yang lebih rendah, akan disertai emisi cahaya dengan spketrum yang khas.

a. Peralihan Antartingkat Energi

Model atom Bohr dapat menerangkan spektrum atom hidrogen secara memuaskan. Menurut Bohr, cahaya akan diserap atau diemisikan dengan frekuensi tertentu (sesuai persamaan Planck) melalui peralihan elektron dari satu tingkat energi ke tingkat energi yang lain. Jika atom hidrogen menyerap energi dalam bentuk cahaya maka elektron akan beralih ke tingkat energi yang lebih tinggi. Sebaliknya, jika atom hidrogen mengemisikan cahaya maka elektron akan beralih ke tingkat energi yang lebih rendah.

Pada keadaan stabil, atom hidrogen memiliki energi terendah, yakni elektron berada pada tingkat energi dasar (n=1). Jika elektron menghuni n>1, dinamakan keadaan tereksitasi. Keadaan tereksitasi ini tidak stabil dan terjadi jika atom hidrogen menyerap sejumlah energi.

Atom hidrogen pada keadaan tereksitasi tidak stabil sehingga energi yang diserap akan diemisikan kembali menghasilkan garis-garis spektrum (perhatikan **Gambar 1.2**). Kemudian, elektron akan turun ke tingkat



Sumber: *Chemistry The Central Science*, 2000

Gambar 1.2
Lampu hidrogen dialiri listrik hingga menyala. Cahaya dari nyala lampu dilewatkan kepada prisma melalui celah menghasilkan spektrum garis yang dapat dideteksi dengan pelat film.

energi yang lebih rendah. Nilai energi yang diserap atau diemisikan dalam transisi elektron bergantung pada transisi antartingkat energi elektron. Persamaannya dirumuskan sebagai berikut.

$$\Delta E = R\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Keterangan:
ΔE = Energi yang diemisikan atau diserap
R = Tetapan Rydberg ($2{,}178 \times 10^{-18}$ J)
n = Bilangan kuantum

Contoh 1.1

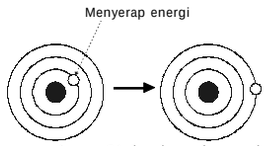
Peralihan Tingkat Energi Elektron Menurut Model Atom Bohr

Bagaimanakah peralihan tingkat energi elektron atom hidrogen dan energi yang terlibat pada keadaan dasar ke tingkat energi n=3 dan pada keadaan tereksitasi, dengan n=2 ke keadaan dasar?

Jawab

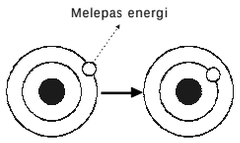
a. Atom hidrogen pada keadaan dasar memiliki n=1 (n_1=1). Jika elektron beralih ke tingkat energi n=3 (n_2=3) maka atom hidrogen menyerap energi:

$$\Delta E = 2{,}178 \times 10^{-18}\,\text{J}\left(1 - \frac{1}{9}\right)$$
$$= 1{,}936 \times 10^{-18}\,\text{J}$$



b. Peralihan tingkat energi dari keadaan tereksitasi (n_1=2) ke keadaan dasar (n_2=1) akan diemisikan energi (melepas energi):

$$\Delta E = 2{,}178 \times 10^{-18}\,\text{J}\left(\frac{1}{4} - 1\right)$$
$$= -1{,}633 \times 10^{-18}\,\text{J}$$



Tanda negatif menyatakan energi dilepaskan.

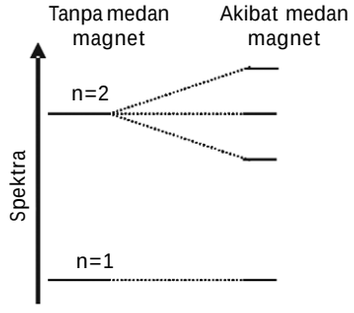
b. Kelemahan Model Atom Bohr

Gagasan Bohr tentang pergerakan elektron mengitari inti atom seperti sistem tata surya membuat teori atom Bohr mudah dipahami dan dapat diterima pada waktu itu. Akan tetapi, teori atom Bohr memiliki beberapa kelemahan, di antaranya sebagai berikut.

1. Jika atom ditempatkan dalam medan magnet maka akan terbentuk spektrum emisi yang rumit. Gejala ini disebut *efek Zeeman* (perhatikan **Gambar 1.3**).
2. Jika atom ditempatkan dalam medan listrik maka akan menghasilkan spektrum halus yang rumit. Gejala ini disebut *efek Strack*.

Pakar fisika Jerman, **Sommerfeld** menyarankan, disamping orbit berbentuk lingkaran juga harus mencakup orbit berbentuk elips. Hasilnya, efek Zeeman dapat dijelaskan dengan model tersebut, tetapi model atom Bohr-Sommerfeld tidak mampu menjelaskan spektrum dari atom berelektron banyak.

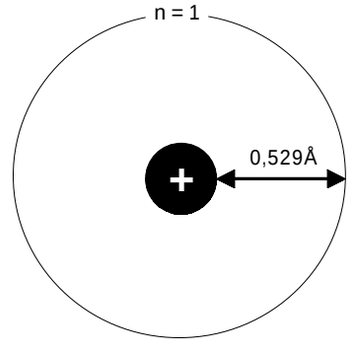
Sepuluh tahun setelah teori Bohr lahir, muncul gagasan de Broglie tentang dualisme materi, disusul Heisenberg tentang ketidakpastian posisi dan momentum partikel. Berdasarkan gagasan tersebut dan teori kuantum dari Planck, Schrodinger berhasil meletakkan dasar-dasar teori atom terkini, dinamakan teori atom *mekanika kuantum*.



Gambar 1.3
Spektrum atom hidrogen terurai dalam medan magnet (efek Zeeman).

2. Teori Atom Mekanika Kuantum

Kegagalan teori atom Bohr dalam menerangkan spektra atom hidrogen dalam medan magnet dan medan listrik, mendorong **Erwin Schrodinger** mengembangkan teori atom yang didasarkan pada prinsip-prinsip mekanika kuantum. Teori atom mekanika kuantum mirip dengan yang diajukan oleh model atom Bohr, yaitu atom memiliki inti bermuatan positif dikelilingi oleh elektron-elektron bermuatan negatif. Perbedaannya terletak pada posisi elektron dalam mengelilingi inti atom.



Gambar 1.4
Menurut Bohr, jarak elektron dari inti atom hidrogen adalah 0,529Å.

Menurut Bohr, keberadaan elektron-elektron dalam mengelilingi inti atom berada dalam orbit dengan jarak tertentu dari inti atom, yang disebut *jari-jari atom* (perhatikan **Gambar 1.4**). Menurut teori atom mekanika kuantum, posisi elektron dalam mengelilingi inti atom tidak dapat diketahui secara pasti sesuai *prinsip ketidakpastian Heisenberg*. Oleh karena itu, kebolehjadian (peluang) terbesar ditemukannya elektron berada pada orbit atom tersebut. Dengan kata lain, *orbital* adalah daerah kebolehjadian terbesar ditemukannya elektron dalam atom.

Catatan *Note*

Prinsip ketidakpastian Heisenberg menyatakan bahwa posisi dan momentum suatu partikel tidak dapat diukur secara bersamaan. Ketika posisi diketahui pasti, momentumnya sudah berubah, demikian juga sebaliknya.

Heinsenberg uncertainty principle states that it is impossible to know simultaneously both the momentum and the position of a particle. When its position has been known, the momentum has changed, so it goes vice versa.

Menurut model atom mekanika kuantum, gerakan elektron dalam mengelilingi inti atom memiliki sifat dualisme sebagaimana diajukan oleh de Broglie. Oleh karena gerakan elektron dalam mengelilingi inti memiliki sifat seperti gelombang maka persamaan gerak elektron dalam mengelilingi inti harus terkait dengan fungsi gelombang. Dengan kata lain, energi gerak (kinetik) elektron harus diungkapkan dalam bentuk persamaan fungsi gelombang.

Persamaan yang menyatakan gerakan elektron dalam mengelilingi inti atom dihubungkan dengan sifat dualisme materi yang diungkapkan dalam bentuk koordinat Cartesius. Persamaan ini dikenal sebagai *persamaan Schrodinger*.

Dari persamaan Schrodinger ini dihasilkan tiga bilangan kuantum, yaitu bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimut(ℓ), dan bilangan kuantum magnetik(m). Ketiga bilangan kuantum ini merupakan bilangan bulat sederhana yang menunjukkan peluang adanya elektron di sekeliling inti atom. Penyelesaian persamaan Schrodinger menghasilkan tiga bilangan kuantum. Orbital diturunkan dari persamaan Schrodinger sehingga terdapat hubungan antara orbital dan ketiga bilangan kuantum tersebut.

a. Bilangan Kuantum Utama (n)

Bilangan kuantum utama (n) memiliki nilai n = 1, 2, 3, ..., n. *Bilangan kuantum ini menyatakan tingkat energi utama elektron dan sebagai ukuran*

kebolehjadian ditemukannya elektron dari inti atom. Jadi, bilangan kuantum utama serupa dengan tingkat-tingkat energi elektron atau orbit menurut teori atom Bohr. Bilangan kuantum utama merupakan fungsi jarak yang dihitung dari inti atom (sebagai titik nol). Jadi, semakin besar nilai n, semakin jauh jaraknya dari inti.

Oleh karena peluang menemukan elektron dinyatakan dengan orbital maka dapat dikatakan bahwa *orbital berada dalam tingkat-tingkat energi sesuai dengan bilangan kuantum utama* (n). Pada *setiap tingkat energi* terdapat satu atau lebih bentuk orbital. Semua bentuk orbital ini membentuk kulit (*shell*). Kulit adalah kumpulan bentuk orbital dalam bilangan kuantum utama yang sama.

Kulit-kulit ini diberi lambang mulai dari K, L, M, N, ..., dan seterusnya. Hubungan bilangan kuantum utama dengan lambang kulit sebagai berikut.

Bilangan kuantum utama (n)	1	2	3	4	...
Lambang kulit	K	L	M	N	...

Jumlah orbital dalam setiap kulit sama dengan n^2, n adalah bilangan kuantum utama.

Contoh:
Berapa jumlah orbital pada kulit L?
Penyelesaian:
Jumlah orbital dalam kulit L (n=2) adalah $2^2=4$.

b. Bilangan Kuantum Azimut (ℓ)

Bilangan kuantum azimut disebut juga bilangan kuantum momentum sudut, dilambangkan dengan ℓ. *Bilangan kuantum azimut menentukan bentuk orbital.* Nilai bilangan kuantum azimut adalah ℓ = n–1. Oleh karena nilai n merupakan bilangan bulat dan terkecil sama dengan satu maka harga ℓ juga merupakan deret bilangan bulat 0, 1, 2, …, (n–1). Jadi, untuk n=1 hanya ada satu harga bilangan kuantum azimut, yaitu 0. Berarti, pada kulit K (n=1) hanya terdapat satu bentuk orbital. Untuk n=2 ada dua harga bilangan kuantum azimut, yaitu 0 dan 1. Artinya, pada kulit L (n=2) terdapat dua bentuk orbital, yaitu orbital yang memiliki nilai ℓ=0 dan orbital yang memiliki nilai ℓ=1.

Tabel 1.1 Bilangan Kuantum Azimut pada Kulit Atom

n	Kulit	ℓ
1	K	0 (s)
2	L	0 (s), 1 (p)
3	M	0 (s), 1(p), 2(d)

Pada pembahasan sebelumnya, dinyatakan bahwa bentuk-bentuk orbital yang memiliki bilangan kuantum utama sama membentuk kulit. Bentuk orbital dengan bilangan kuantum azimut sama dinamakan subkulit. Jadi, bilangan kuantum azimut dapat juga menunjukkan jumlah subkulit dalam setiap kulit. Masing-masing subkulit diberi lambang dengan s, p, d, f, …, dan seterusnya. Hubungan subkulit dengan lambangnya adalah sebagai berikut.

Catatan *Note*

- Pada tingkat energi tertentu terdapat daerah dengan peluang terbesar ditemukannya elektron. Daerah ini dinamakan kulit (*shell*).
- Di dalam kulit terdapat ruang-ruang dengan bentuk tertentu. Bentuk ini dinamakan subkulit.
- Di dalam subkulit terdapat tempat elektron berada. Tempat ini dinamakan orbital.

- *On certain energy level, there is area where the probability that the electron can be found . The area is called shell.*
- *Inside the shell, there are spaces with a particular shape which is named subshell.*
- *Inside the subshell, there are orbitals where electrons can be found.*

Kata Kunci

- Orbital
- Kulit
- Subkulit

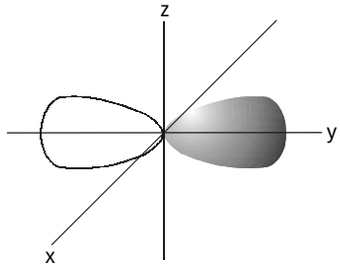
Bilangan kuantum azimut (ℓ)	0	1	2	3	...
Lambang subkulit	s	p	d	f	...

Contoh:
Pada kulit K (n=1), nilai ℓ memiliki harga 0 maka pada kulit K hanya ada satu subkulit atau satu bentuk orbital, yaitu orbital s.
Pada kulit L (n=2), nilai ℓ memiliki harga 0 dan 1 maka pada kulit L ada dua subkulit, yaitu orbital s dan orbital p (jumlahnya lebih dari satu).

c. Bilangan Kuantum Magnetik (m)

Bilangan kuantum magnetik disebut juga bilangan kuantum orientasi sebab bilangan kuantum ini menunjukkan orientasi (arah orbital) dalam ruang atau orientasi subkulit dalam kulit. Nilai bilangan kuantum magnetik berupa deret bilangan bulat dari –m melalui nol sampai +m. Untuk ℓ=1, nilai m=0, ±1. Jadi, nilai bilangan kuantum magnetik untuk ℓ=1 adalah –l melalui 0 sampai +l.

Contoh:
Untuk ℓ =1, nilai bilangan kuantum magnetik, m=0, ± 1, atau m= –1, 0, +1. Untuk ℓ=2, nilai bilangan kuantum magnetik adalah m= 0, ± 1, ± 2, atau m= –2, –1, 0, +1, +2.



Gambar 1.5
Orientasi orbital pada sumbu y koordinat Cartesius

Subkulit-s (ℓ=0) memiliki harga m=0, artinya subkulit-s hanya memiliki satu buah orbital. Oleh karena m=0, orbital-s tidak memiliki orientasi dalam ruang sehingga bentuk orbital-s dikukuhkan berupa bola yang simetris.

Subkulit-p (ℓ=1) memiliki nilai m= –1, 0, +1. Artinya, subkulit-p memiliki tiga buah orientasi dalam ruang (3 orbital), yaitu orientasi pada sumbu-x dinamakan orbital p_x, orientasi pada sumbu-y dinamakan orbital p_y, dan orientasi pada sumbu-z dinamakan orbital p_z.

Subkulit-d (ℓ=2) memiliki harga m= –2, –1, 0, +1, +2. Artinya, subkulit-d memiliki lima buah orientasi dalam ruang (5 orbital), yaitu pada bidang-xy dinamakan orbital d_{xy}, pada bidang-xz dinamakan orbital d_{xz}, pada bidang-yz dinamakan orbital d_{yz}, pada sumbu x^2–y^2 dinamakan orbital $d_{x^2-y^2}$, dan orientasi pada sumbu z^2 dinamakan orbital d_{z^2}. Contoh orientasi orbital dapat dilihat pada **Gambar 1.5**.

Contoh 1.2

Menentukan Jumlah Orbital

Tentukan nilai n, ℓ, dan m dalam kulit M? Berapakah jumlah orbital dalam kulit tersebut?

Jawab:
Kulit M berada pada tingkat energi ke-3 sehingga:
n=3,
ℓ = 0, 1, 2.
Pada ℓ=0, nilai m= 0. Jadi, hanya ada 1 orbital-s
Pada ℓ=1, nilai m= –1, 0, +1. Jadi, ada 3 orbital -p, yakni p_x, p_y, p_z.
Pada ℓ= , nilai m= –2, –1, 0, +1, +2. Jadi, ada 5 orbital-d, yakni d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, $d_{x^2-y^2}$, dan d_{z^2}.
Jadi, dalam kulit M terdapat 9 orbital. Hal ini sesuai dengan rumus n^2, yaitu 3^2= 9.

d. Bilangan Kuantum Spin (s)

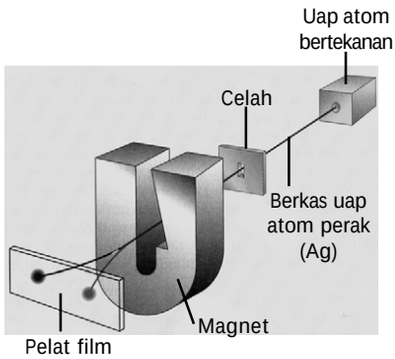
Di samping bilangan kuantum n, ℓ, dan m, masih terdapat satu bilangan kuantum lain. Bilangan kuantum ini dinamakan bilangan kuantum spin, dilambangkan dengan s. *Bilangan kuantum ini ditemukan dari hasil pengamatan radiasi uap perak yang dilewatkan melalui medan magnet*, oleh **Otto Stern** dan **W. Gerlach**.

Pada medan magnet, berkas cahaya dari uap atom perak terurai menjadi dua berkas. Satu berkas membelok ke kutub utara magnet dan satu berkas lagi ke kutub selatan magnet (perhatikan **Gambar 1.6**). Berdasarkan pengamatan tersebut, disimpulkan bahwa atom-atom perak memiliki sifat magnet.

Pengamatan terhadap atom-atom unsur lain, seperti atom Li, Na, Cu, dan Au selalu menghasilkan gejala yang serupa. Atom-atom tersebut memiliki jumlah elektron ganjil. Munculnya sifat magnet dari berkas uap atom disebabkan oleh spin atau putaran elektron pada porosnya.

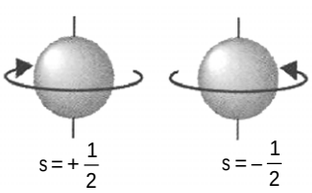
Berdasarkan percobaan Stern-Gerlach, dapat disimpulkan bahwa ada dua macam spin elektron yang berlawanan arah dan saling meniadakan. Pada atom yang jumlah elektronnya ganjil, terdapat sebuah elektron yang spinnya tidak ada yang meniadakan. Akibatnya, atom tersebut memiliki medan magnet.

Spin elektron dinyatakan dengan bilangan kuantum spin. Bilangan kuantum ini memiliki dua harga yang berlawanan tanda, yaitu $+\frac{1}{2}$ dan $-\frac{1}{2}$. Tanda (+) menunjukkan putaran searah jarum jam dan tanda (–) arah sebaliknya (perhatikan **Gambar 1.7**). Adapun harga $\frac{1}{2}$, menyatakan fraksi elektron.



Sumber: *Chemistry The Central Science*, 2000

Gambar 1.6
Penguraian berkas uap atom perak (percobaan Stern-Gerlach)



Gambar 1.7
Spin elektron dengan arah berlawanan

Kegiatan Inkuiri

Diskusikanlah dengan teman Anda, apakah yang dimaksud dengan kulit, subkulit, dan orbital?

Tes Kompetensi Subbab A

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

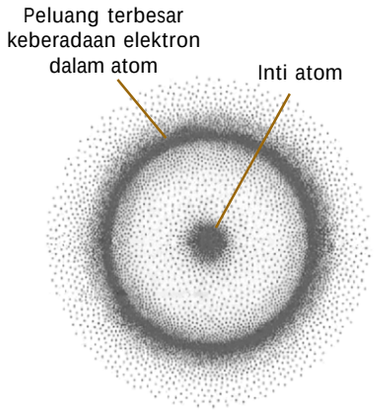
1. Berapakah energi (joule) yang diperlukan untuk mengeksitasi elektron dari tingkat energi ke-1 ke tingkat energi ke-4?
2. Tuliskan kelemahan teori atom Bohr.
3. Apakah yang dimaksud dengan spektrum yang lebih halus?
4. Apakah yang disarankan oleh Sommerfeld? Bagaimana saran Sommerfeld dapat menjelaskan spektrum halus?
5. Apakah yang dimaksud dengan atom berelektron banyak? Apakah atom hidrogen tergolong atom berelektron banyak?
6. Jelaskan kembali apa yang dimaksud dengan bilangan kuantum utama, bilangan kuantum azimut, dan bilangan kuantum magnetik.
7. Berapakah jumlah orbital yang terdapat dalam subkulit s, p, d, dan f?
8. Berapakah jumlah orbital yang terdapat dalam kulit K, L, M, dan N?
9. Apakah yang dimaksud dengan bilangan kuantum spin? Apakah bilangan kuantum ini dihasilkan dari penyelesaian persamaan Schrodinger?

B. Bentuk Orbital

Bentuk orbital ditentukan oleh bilangan kuantum azimut. Bilangan kuantum ini diperoleh dari suatu persamaan matematika yang mengandung trigonometri (sinus dan cosinus). Akibatnya, bentuk orbital ditentukan oleh bentuk trigonometri dalam ruang.

1. Orbital-s

Orbital-s memiliki bilangan kuantum azimut, $\ell = 0$ dan m= 0. Oleh karena nilai m sesungguhnya suatu tetapan (tidak mengandung trigonometri) maka orbital-s tidak memiliki orientasi dalam ruang sehingga orbital-s ditetapkan berupa bola simetris di sekeliling inti. Permukaan bola menyatakan peluang terbesar ditemukannya elektron dalam orbital-s. Hal ini bukan berarti semua elektron dalam orbital-s berada di permukaan bola, tetapi pada permukaan bola itu peluangnya tertinggi (≈ 99,99%), sisanya bolehjadi tersebar di dalam bola, lihat **Gambar 1.8**.

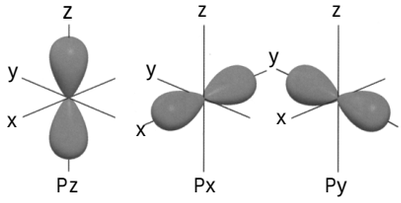


Gambar 1.8
Peluang keberadaan elektron dalam atom. Peluang terbesar (≈ 99,99%) berada pada permukaan bola.

2. Orbital-p

Orbital-p memiliki bilangan kuantum azimut, $\ell = 1$ dan m= 0, ±1. Oleh karena itu, orbital-p memiliki tiga orientasi dalam ruang sesuai dengan bilangan kuantum magnetiknya. Oleh karena nilai m sesungguhnya mengandung sinus maka bentuk orbital-p menyerupai bentuk sinus dalam ruang, seperti ditunjukkan pada **Gambar 1.9**.

Ketiga orbital-p memiliki bentuk yang sama, tetapi berbeda dalam orientasinya. Orbital-p_x memiliki orientasi ruang pada sumbu-x, orbital-p_y memiliki orientasi pada sumbu-y, dan orbital-p_z memiliki orientasi pada sumbu-z. Makna dari bentuk orbital-p adalah peluang terbesar ditemukannya elektron dalam ruang berada di sekitar sumbu x, y, dan z. Adapun pada bidang xy, xz, dan yz, peluangnya terkecil.

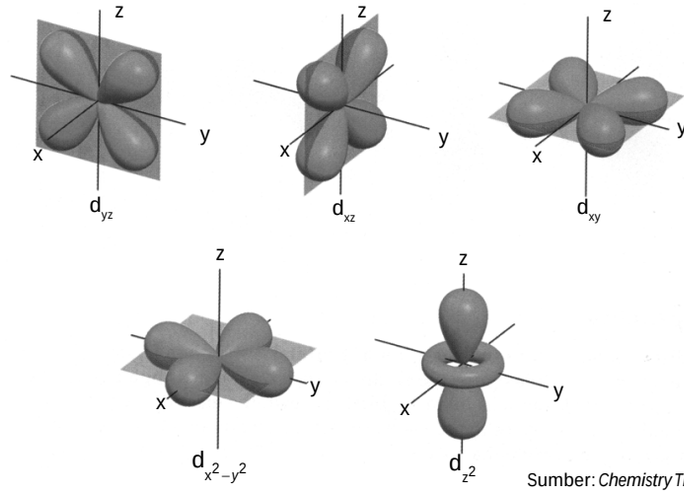


Sumber: *Chemistry The Central Science*, 2000

Gambar 1.9
Kumpulan orbital p dengan berbagai orientasi

3. Orbital-d

Orbital-d memiliki bilangan kuantum azimut $\ell = 2$ dan m = 0, ±1, ±2. Akibatnya, terdapat lima orbital-d yang melibatkan sumbu dan bidang, sesuai dengan jumlah bilangan kuantum magnetiknya. Orbital-d terdiri atas orbital-d_{z^2}, orbital-d_{xz}, orbital-d_{xy}, orbital-d_{yz}, dan orbital-$d_{x^2-y^2}$ (perhatikan **Gambar 1.10**).



Sumber: *Chemistry The Central Science*, 2000

Gambar 1.10
Kumpulan orbital d dengan berbagai orientasi

Orbital d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, dan $d_{x^2-y^2}$ memiliki bentuk yang sama, tetapi orientasi dalam ruang berbeda. Orientasi orbital-d_{xy} berada dalam bidang xy, demikian juga orientasi orbital-orbital lainnya sesuai dengan tandanya. Orbital $d_{x^2-y^2}$ memiliki orientasi pada sumbu x dan sumbu y. Adapun orbital d_{z^2} memiliki bentuk berbeda dari keempat orbital yang lain. Orientasi orbital ini berada pada sumbu z dan terdapat "donat" kecil pada bidang-xy. Makna dari orbital-d adalah, pada daerah-daerah sesuai tanda dalam orbital (xy, xz, yz, x^2–y^2, z^2) menunjukkan peluang terbesar ditemukannya elektron, sedangkan pada simpul-simpul di luar bidang memiliki peluang paling kecil.

Bentuk orbital-f dan yang lebih tinggi dapat dihitung secara matematika, tetapi sukar untuk digambarkan atau diungkapkan keboleh-jadiannya sebagaimana orbital-s, p, dan d.

Kesimpulan umum dari hasil penyelesaian persamaan Schrodinger dapat dirangkum sebagai berikut.

Setiap orbital dicirikan oleh tiga bilangan kuantum n, ℓ, dan m yang memiliki ukuran, bentuk, dan orientasi tertentu dalam ruang kebolehjadian. Elektron-elektron yang menghuni orbital memiliki spin berlawanan sesuai temuan Stern-Gerlach.

Secara lengkap, peluang keberadaan elektron dalam atom dapat Anda lihat pada **Tabel 1.2**.

Tabel 1.2 Bilangan Kuantum dan Orbital Atom

n	ℓ	m	Orbital	s	Jumlah Maksimum Elektron	
1	0	0	1s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
2	0	0	2s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	8
	1	–1, 0, +1	2p	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	6	
3	0	0	3s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	18
	1	–1, 0, +1	3p	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	6	
	2	–2, –1, 0, +1, +2	3d	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	10	
4	0	0	4s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	32
	1	–1, 0, +1	4p	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	6	
	2	–2, –1, 0, +1, +2	4d	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	10	
	3	–3, –2, –1, 0, +1, +2, +3	4f	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	14	

Kegiatan Inkuiri

Di Kelas X, Anda telah belajar menuliskan konfigurasi elektron seperti: 2 8 18 32. Jika pada atom Cl elektron tidak maksimum, Anda tuliskan konfigurasi elektronnya Cl: 2 8 8 7, tidak Cl: 2 8 15. Bagaimanakah hal ini dapat dijelaskan dengan teori mekanika kuantum?

Mahir Menjawab

Nomor atom S=16. Jadi, konfigurasi ion sulfida, S^{2-} adalah

A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^2$
E. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$

Pembahasan
Konfigurasi elektron $_{16}S = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, ion S^{2-} adalah atom S yang telah memperoleh 2 elektron. Elektron tambahan ini akan mengisi orbital dengan tingkat energi terendah yaitu 3p. Jadi, konfigurasi elekron $_{16}S^{2-} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (C)

SPMB 2002

Contoh 1.3

Menentukan Bilangan Kuantum

Di antara set bilangan kuantum berikut, manakah set bilangan kuantum yang diizinkan?

a. $n = 4, \quad \ell = 4, \quad m = +3, \quad s = +\frac{1}{2}$

b. $n = 3, \quad \ell = 2, \quad m = -3, \quad s = -\frac{1}{2}$

c. $n = 1, \quad \ell = 0, \quad m = 0, \quad s = +\frac{1}{2}$

Jawab

a. Terlarang sebab untuk n = 4 maka nilai ℓ yang dibolehkan adalah n – 1 atau $\ell = 3$.
b. Terlarang sebab untuk $\ell = 2$ maka nilai m yang mungkin adalah –2, –1, 0, +1, +2.
c. Diizinkan sebab untuk n = 1 maka nilai $\ell = 0$.

Tes Kompetensi Subbab B

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Mengapa orbital-s berbentuk seperti bola? Pada daerah mana peluang terbesar ditemukannya elektron dalam orbital-s?
2. Orbital-p memiliki bentuk bola terpilin. Berapakah peluang menemukan elektron di titik pusat sumbu?
3. Pada orbital-d_{xz}, bagaimana peluang ditemukannya elektron dalam bidang xz, dan bagaimana peluang di luar bidang itu?
4. Pilih set bilangan kuantum yang diizinkan untuk elektron dalam atom:

 (a) $n = 3, \quad \ell = 3, \quad m = +3, \quad s = +\frac{1}{2}$

 (b) $n = 4, \quad \ell = 3, \quad m = -3, \quad s = -\frac{1}{2}$

 (c) $n = 5, \quad \ell = 4, \quad m = 0, \quad s = +\frac{1}{2}$
5. Suatu atom memiliki elektron terluar dalam orbital 3p. Bagaimanakah bilangan kuantumnya (n, ℓ, m)?
6. Dapatkah Anda mengetahui posisi atau orientasi elektron dalam orbital 3p pada soal **nomor 5**? Pada orbital manakah atau pada nilai m berapa? Jelaskan.

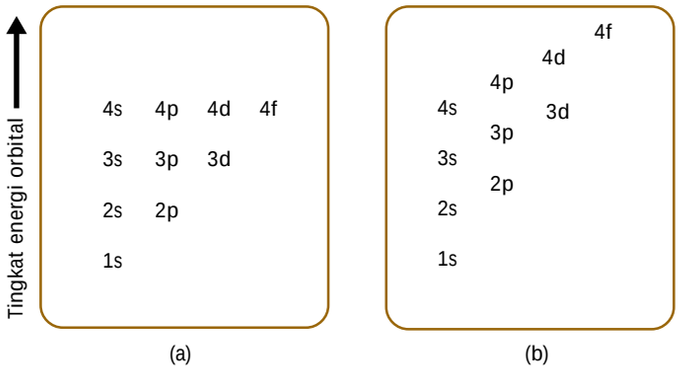
C. Konfigurasi Elektron Atom Polielektron

Persamaan Schrodinger hanya dapat diterapkan secara eksak untuk atom berelektron tunggal seperti hidrogen, sedangkan pada atom berelektron banyak tidak dapat diselesaikan. Kesulitan utama pada atom berelektron banyak adalah bertambahnya jumlah elektron sehingga menimbulkan tarik-menarik antara elektron-inti dan tolak-menolak antara elektron-elektron semakin rumit. Oleh karena itu, untuk atom berlektron banyak digunakan metode pendekatan berdasarkan hasil penelitian dan teori para ahli.

1. Tingkat Energi Orbital

Pada atom berelektron banyak, setiap orbital ditandai oleh bilangan kuantum n, ℓ, m, dan s. Bilangan kuantum ini memiliki arti sama dengan yang dibahas sebelumnya. Perbedaannya terletak pada jarak orbital dari inti. Pada atom hidrogen, setiap orbital dengan nilai bilangan kuantum utama sama memiliki tingkat-tingkat energi sama atau terdegenerasi. Misalnya, orbital 2s dan 2p memiliki tingkat energi yang sama. Demikian pula untuk orbital 3s, 3p, dan 3d.

Pada atom berelektron banyak, orbital-orbital dengan nilai bilangan kuantum utama sama memiliki tingkat energi yang sedikit berbeda. Misalnya, orbital 2s dan 2p memiliki tingkat energi berbeda, yaitu energi orbital 2p lebih tinggi. Perbedaan tingkat energi elektron pada atom hidrogen dan atom berelektron banyak ditunjukkan pada **Gambar 1.11**.



Gambar 1.11
Diagram tingkat energi orbital
(a) Atom hidrogen. Tingkat energi orbital atom mengalami degenerasi.
(b) Atom berelektron banyak

Perbedaan tingkat energi ini disebabkan oleh elektron yang berada pada kulit dalam menghalangi elektron-elektron pada kulit bagian luar. Sebagai contoh, elektron pada orbital 1s akan tolak-menolak dengan elektron pada orbital-2s dan 2p sehingga orbital-2s dan 2p tidak lagi sejajar (terdegenerasi) seperti pada atom hidrogen. Hal ini menyebabkan elektron-elektron dalam orbital-2s memiliki peluang lebih besar ditemukan di dekat inti daripada orbital-2p (orbital-2s lebih dekat dengan inti).

Kata Kunci
- Distribusi elektron
- Menulis konfigurasi elektron

2. Distribusi Elektron dalam Atom

Kulit terdiri atas subkulit yang berisi orbital-orbital dengan bilangan kuantum utama yang sama. Jumlah orbital dalam setiap kulit dinyatakan dengan rumus n^2 dan jumlah maksimum elektron yang dapat menempati setiap kulit dinyatakan dengan rumus $2n^2$.

Contoh:
Berapa jumlah orbital dan jumlah maksimum elektron dalam kulit M?
Penyelesaian:
Kulit M memiliki bilangan kuantum, n = 3 maka jumlah orbital dalam kulit M adalah $3^2 = 9$ orbital dan jumlah maksimum elektronnya sebanyak $2(3)^2 = 18$ elektron

Subkulit terdiri atas orbital-orbital yang memiliki bilangan kuantum azimut yang sama. Jumlah orbital, dalam setiap subkulit dinyatakan dengan rumus $(2\ell + 1)$. Oleh karena setiap orbital maksimum dihuni oleh dua elektron maka jumlah elektron dalam setiap subkulit dinyatakan dengan rumus $2(2\ell + 1)$.

Contoh:
Berapa jumlah orbital dalam subkulit-p dan berapa jumlah elektron dalam subkulit itu?
Penyelesaian:
Subkulit p memiliki harga $\ell = 1$ maka jumlah orbitalnya sama dengan $\{2(1) + 1\} = 3$ orbital.
Sebaran elektron dalam subkulit-p adalah $2\{2(1) + 1\} = 6$ elektron.

Catatan *Note*

Hasil penyelesaian persamaan Schrodinger pada atom hidrogen menunjukkan orbital-orbital yang terdegenerasi (orbital dalam kulit yang sama memiliki energi yang sama).

The conclusion of Schrodinger equation in atom hydrogen shows degenerated orbitals (orbitals in the same shell have the same energy).

Catatan *Note*

Pada atom-atom berelektron banyak, orbital dalam kulit yang sama tidak mengalami degenerasi.

In atoms with many electrons, orbitals on the same subshell are not degenerated.

Kegiatan Inkuiri

Temukan hubungan antara rumus $(2\ell + 1)$ dan bilangan kuantum magnetik $m = 0, \pm\ell$. Diskusikan dengan teman Anda.

Bagaimana sebaran orbital dan sebaran elektron dalam setiap tingkat energi? Untuk mengetahui masalah ini, simak contoh soal berikut.

Contoh 1.4

Menentukan Sebaran Elektron dalam Kulit

Berapa jumlah orbital dan jumlah maksimum elektron yang menghuni tingkat energi ke-3 (kulit M)? Bagaimana sebaran orbital dalam setiap subkulit dan sebaran elektronnya pada tingkat energi itu?

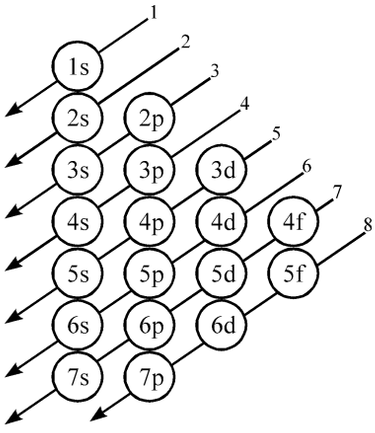
Jawab

a. Jumlah orbital pada kulit M (n= 3) dihitung dengan rumus n^2. Jadi, pada kulit M ada 9 orbital.

b. Jumlah maksimum elektron yang dapat menghuni kulit M sebanyak $2n^2 = 18$ elektron.

c. Sebaran orbital dalam setiap subkulit pada n= 3 dihitung dari rumus $(2\ell + 1)$. Untuk n= 3, nilai ℓ = n–1 = 0, 1, 2. Oleh karena ada 3 subkulit, sebaran orbital dalam tiap subkulit adalah sebagai berikut.
$[2(0) + 1)] = 1$
$[2(1) + 1)] = 3$
$[2(2) + 1)] = 5$
Pada subkulit s (ℓ=0) terdapat 1 orbital-s
Pada subkulit p (ℓ=1) terdapat 3 orbital-p
Pada subkulit d (ℓ=2) terdapat 5 orbital-d

d. Sebaran elektron yang menghuni tiap-tiap subkulit ditentukan dari rumus $2(2\ell + 1)$, yaitu:
$2(2(0) + 1) = 2$ elektron
$2(2(1) + 1) = 6$ elektron
$2(2(2) + 1) = 10$ elektron
Jadi, orbital-s ($\ell = 0$) maksimum ditempati oleh 2 elektron, orbital-p ($\ell = 1$) maksimum ditempati oleh 6 elektron, dan orbital-d ($\ell = 2$) maksimum ditempati oleh 10 elektron.



Gambar 1.12
Diagram tingkat energi orbital

3. Aturan dalam Konfigurasi Elektron

Penulisan konfigurasi elektron untuk atom berelektron banyak didasarkan pada aturan aufbau, aturan Hund, dan prinsip larangan Pauli. Untuk menentukan jumlah elektron dalam atom, perlu diketahui nomor atom unsur bersangkutan.

a. Aturan Membangun (Aufbau)

Aturan pengisian elektron ke dalam orbital-orbital dikenal dengan prinsip Aufbau (bahasa Jerman, artinya membangun). Menurut aturan ini, elektron dalam atom harus memiliki energi terendah, artinya elektron harus terlebih dahulu menghuni orbital dengan energi terendah (lihat diagram tingkat energi orbital pada **Gambar 1.12**).

Tingkat energi elektron ditentukan oleh bilangan kuantum utama. Bilangan kuantum utama dengan n = 1 merupakan tingkat energi paling rendah, kemudian meningkat ke tingkat energi yang lebih tinggi, yaitu n = 2, n = 3, dan seterusnya. Jadi, urutan kenaikan tingkat energi elektron adalah (n = 1) < (n = 2) < (n =3) < … < (n = n).

Setelah tingkat energi elektron diurutkan berdasarkan bilangan kuantum utama, kemudian diurutkan lagi berdasarkan bilangan kuantum azimut sebab orbital-orbital dalam atom berelektron banyak tidak terdegenerasi. Berdasarkan bilangan kuantum azimut, tingkat energi terendah adalah orbital dengan bilangan kuantum azimut terkecil atau $\ell = 0$. Jadi, urutan tingkat energinya adalah s < p < d < f < [ℓ = (n–1)].

Terdapat aturan tambahan, yaitu aturan (n+ ℓ). Menurut aturan ini, untuk nilai (n+ ℓ) sama, orbital yang memiliki energi lebih rendah adalah orbital dengan bilangan kuantum utama lebih kecil, contoh: 2p (2+1 = 3) < 3s (3+0 =3), 3p (3+1 = 4) < 4s (4+0 =4), dan seterusnya. Jika nilai (n+ ℓ) berbeda maka orbital yang memiliki energi lebih rendah adalah orbital dengan jumlah (n+ ℓ) lebih kecil, contoh: 4s (4+0 = 4) < 3d (3+2 =5).

Dengan mengacu pada aturan aufbau maka urutan kenaikan tingkat energi elektron-elektron dalam orbital adalah sebagai berikut.
1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < …

b. Aturan Hund

Aturan Hund disusun berdasarkan data spektroskopi atom. Aturan ini menyatakan sebagai berikut.

1. Pengisian elektron ke dalam orbital-orbital yang tingkat energinya sama, misalnya ketiga orbital-p atau kelima orbital-d. Oleh karena itu, elektron-elektron tidak berpasangan sebelum semua orbital dihuni.
2. Elektron-elektron yang menghuni orbital-orbital dengan tingkat energi sama, misalnya orbital p_z, p_x, p_y. Oleh karena itu, energi paling rendah dicapai jika spin elektron searah.

c. Prinsip Larangan Pauli

Menurut Wolfgang Pauli, elektron-elektron tidak boleh memiliki empat bilangan kuantum yang sama. Aturan ini disebut Prinsip larangan Pauli. Makna dari larangan Pauli adalah jika elektron-elektron memiliki ketiga bilangan kuantum (n, ℓ, m) sama maka elektron-elektron tersebut tidak boleh berada dalam orbital yang sama pada waktu bersamaan. Akibatnya, setiap orbital hanya dapat dihuni maksimum dua elektron dan arah spinnya harus berlawanan.

Sebagai konsekuensi dari larangan Pauli maka jumlah elektron yang dapat menghuni subkulit s, p, d, f, …, dan seterusnya berturut-turut adalah 2, 6, 10, 14, ..., dan seterusnya. Hal ini sesuai dengan rumus: $2(2\ell + 1)$.

4. Penulisan Konfigurasi Elektron

Untuk menuliskan konfigurasi elektron, bayangkan bahwa inti atom memiliki tingkat-tingkat energi, dan setiap tingkat energi memiliki orbital-orbital yang masih kosong. Kemudian, elektron-elektron ditempatkan pada orbital-orbital sesuai dengan urutan tingkat energinya (aturan Aufbau), dan tingkat energi paling rendah diisi terlebih dahulu.

Sekilas Kimia

Wolfgang Pauli
(1900–1958)



Sumber: *www. th. physik.uni-frankfurt.*

Pauli adalah seorang ahli teori. Menggunakan hasil observasi ilmuwan lain, dia menemukan spin elektron dan mengemukakan asas larangan Pauli. Hal ini membawanya memenangkan hadiah Nobel di bidang Fisika pada 1945.

Lahir pada 1900, Pauli hidup sampai pada 1958 dan membuat penemuan terkenal pada usia 25 tahun.

Sumber: *Chemistry The Molecular Science*, 1997.



Gambar 1.13
Penulisan konfigurasi elektron menurut aturan Hund

Pengisian orbital dengan tingkat energi sama, seperti p_x, p_y, p_z, diusahakan tidak berpasangan sesuai aturan Hund, tempatnya boleh di mana saja, p_x, p_y, atau p_z. Jika setelah masing-masing orbital dihuni oleh satu elektron masih ada elektron lain maka elektron ditambahkan untuk membentuk pasangan dengan spin berlawanan. Dalam setiap orbital maksimum dihuni oleh dua elektron, sesuai aturan Pauli (perhatikan **Gambar 1.13**).

Penulisan konfigurasi elektron dapat diringkas sebab dalam kimia yang penting adalah konfigurasi elektron pada kulit terluar atau elektron valensi. Contoh konfigurasi elektron atom natrium dapat ditulis sebagai: $_{11}$Na: [Ne] $3s^1$. Lambang [Ne] menggantikan penulisan konfigurasi elektron bagian dalam ($_{10}$Ne: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$).

Contoh 1.5

Penulisan Konfigurasi Elektron Poliatomik

Tuliskan konfigurasi elektron (biasa dan ringkas) atom periode ke-3 ($_{11}$Na, $_{12}$Mg, $_{13}$Al, $_{14}$Si, $_{15}$P, $_{16}$S, $_{17}$Cl)?

Jawab:

Prinsip aufbau: elektron harus menghuni orbital atom dengan energi terendah dulu, yaitu 1s 2s 2p 3s 3p 4s … dan seterusnya.

Prinsip Pauli: setiap orbital maksimum dihuni oleh dua elektron dengan spin berlawanan.

Prinsip Hund: pengisian elektron dalam orbital yang tingkat energinya sama, tidak berpasangan dulu sebelum semua orbital dihuni dulu.

Dengan demikian, konfigurasi elektron atom poliatomik dapat dituliskan sebagai berikut.

$_{11}$Na $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
$_{12}$Mg $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
$_{13}$Al $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
$_{14}$Si $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
$_{15}$P $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
$_{16}$S $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
$_{17}$Cl $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

$_{11}$Na $=$ [Ne] $3s^1$
$_{12}$Mg $=$ [Ne] $3s^2$
$_{13}$Al $=$ [Ne] $3s^2\ 3p^1$
$_{14}$Si $=$ [Ne] $3s^2\ 3p^2$
$_{15}$P $=$ [Ne] $3s^2\ 3p^3$
$_{16}$S $=$ [Ne] $3s^2\ 3p^4$
$_{17}$Cl $=$ [Ne] $3s^2\ 3p^5$

Beberapa konfigurasi elektron atom dengan nomor atom 1 sampai nomor atom 20 ditunjukkan pada tabel berikut.

Tabel 1.3 Beberapa Konfigurasi Elektron (Z=1–20)

Z	Unsur	Konfigurasi	Z	Unsur	Konfigurasi
1	H	$1s^1$	11	Na	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
2	He	$1s^2$	12	Mg	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
3	Li	$1s^2\ 2s^1$	13	Al	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
4	Be	$1s^2\ 2s^2$	14	Si	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
5	B	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	15	P	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
6	C	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	16	S	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
7	N	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	17	Cl	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
8	O	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	18	Ar	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
9	F	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	19	K	[Ar] $4s^1$
10	Ne	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	20	Ca	[Ar] $4s^2$

Catatan *Note*

n	ℓ	m	s
2	1	−1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
		0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
		+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

Jika dua elektron menghuni orbital, misalnya $2p_x^2$ (n, ℓ, m sama), bilangan kuantum spinnya harus berbeda, yakni $+\frac{1}{2}$ atau $-\frac{1}{2}$. Secara visual dapat digambarkan sebagai anak panah yang berlawanan.



If two electrons are settled on certain orbitals, for example $2p_x^2$ (with the same n, ℓ, m), the spin quantum number has to be different, which is $+\frac{1}{2}$ or $-\frac{1}{2}$. It can be visualized as different direction arrow.

a. Konfigurasi Elektron dan Bilangan Kuantum

Berdasarkan konfigurasi elektron, Anda dapat menentukan bilangan kuantum suatu elektron. Contoh: atom oksigen memiliki 8 elektron, konfigurasi elektron atom oksigen adalah $_8O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ atau diuraikan sebagai berikut.

1) $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^{\ 2}\ 2p_y^{\ 1}\ 2p_z^{\ 1}$;
2) $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^{\ 1}\ 2p_y^{\ 2}\ 2p_z^{\ 1}$;
3) $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^{\ 1}\ 2p_y^{\ 1}\ 2p_z^{\ 2}$.

Ketiga penulisan konfigurasi tersebut benar sebab atom terakhir dapat berpasangan di mana saja dalam orbital 2p. Mengapa?

Pada subkulit p, terdapat tiga orbital dengan tingkat energi sama ($p_x = p_y = p_z$) sehingga kita tidak dapat menentukan secara pasti pada orbital mana elektron berpasangan. Dengan kata lain, kebolehjadian pasangan elektron dalam ketiga orbital-p adalah sama.

Akibat dari peluang yang sama dalam menemukan elektron pada suatu orbital maka Anda tidak dapat menentukan bilangan kuantum magnetiknya. Pada contoh tersebut, elektron terakhir dari atom oksigen memiliki bilangan kuantum sebagai berikut.

1) Bilangan kuantum utama, $n = 2$
2) Bilangan kuantum azimut, $\ell = 1$
3) Bilangan kuantum spin, $s = -\frac{1}{2}$
4) Bilangan kuantum magnetik, $m = -1, +1$, atau 0? (**tidak pasti**, semua orbital memiliki peluang yang sama untuk dihuni).

Dengan demikian, pada kasus atom oksigen terdapat ketidakpastian dalam bilangan kuantum magnetik atau momentum sudut.

Kasus tersebut benar-benar membuktikan bahwa keberadaan elektron-elektron di dalam atom tidak dapat diketahui secara pasti, yang paling mungkin hanyalah peluang menemukan elektron pada daerah tertentu di dalam ruang, sedangkan posisi pastinya tidak dapat diketahui.

Kata Kunci

- Keberadaan elektron
- Momentum spin
- Posisi elektron

Contoh 1.6

Ketidakpastian Momentum Elektron dalam Atom

Tuliskan konfigurasi elektron dari atom $_{12}Mg$. Tentukan bilangan kuantum elektron terakhirnya dan bilangan kuantum manakah yang tidak pasti?

Jawab:

$_{12}Mg = [Ne]\ 3s^2$

Elektron terakhir menghuni orbital 3s. Jadi, bilangan kuantumnya adalah bilangan kuantum utama ($n = 3$), bilangan kuatum azimut ($\ell = 0$), bilangan kuantum magnetik ($m = 0$), dan bilangan kuantum spin ($s = +\frac{1}{2}$ atau $-\frac{1}{2}$) ?

Anda tidak akan pernah tahu secara pasti elektron mana yang terakhir, apakah yang memiliki spin ke atas atau ke bawah. Jadi, dalam hal ini ada ketidakpastian dalam momentum spin.

b. Kestabilan Konfigurasi Elektron

Berdasarkan pengamatan, orbital yang terisi penuh dan terisi setengah penuh menunjukkan kondisi yang relatif stabil, terutama bagi atom unsur-unsur gas mulia dan unsur-unsur transisi.

Contoh:
Atom-atom unsur gas mulia relatif stabil disebabkan orbital kulit valensinya terisi penuh oleh elektron.
$_{2}He$: $1s^2$
$_{10}Ne$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
$_{18}Ar$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
$_{36}Kr$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

Hasil pengamatan menunjukkan bahwa unsur-unsur dengan orbital kulit valensi terisi setengah penuh relatif stabil.

Contoh:
Konfigurasi elektron atom $_{24}Cr$ dapat ditulis sebagai berikut:
(a) $_{24}Cr$: $[Ar]\ 3d^5\ 4s^1 \rightarrow$ lebih stabil.
(b) $_{24}Cr$: $[Ar]\ 3d^4\ 4s^2$

Menurut data empirik, konfigurasi elektron pertama (a) relatif lebih stabil daripada konfigurasi elektron kedua (b), mengapa? Pada konfigurasi elektron (a), orbital 3d terisi lima elektron dan orbital 4s terisi satu elektron, keduanya setengah penuh. Pada konfigurasi elektron (b), walaupun orbital 4s terisi penuh, tetapi orbital 3d tidak terisi setengah penuh sehingga kurang stabil.

c. Konfigurasi Elektron Unsur-Unsur Transisi

Pada diagram tingkat energi orbital, orbital 4s memiliki energi lebih rendah daripada orbital 3d. Akibatnya, dalam konfigurasi elektron unsur-unsur utama orbital 4s dihuni terlebih dahulu.

Pada unsur-unsur transisi pertama, elektron kulit terluar menghuni orbital-d dan orbital-s, yakni ns (n–1)d. Jika mengikuti aturan tersebut, orbital ns dihuni terlebih dahulu baru menghuni orbital (n–1)d. Apakah konfigurasi elektron untuk unsur-unsur transisi seperti itu? Jika demikian, elektron akan mudah lepas ketika unsur transisi membentuk kation (bersenyawa) berasal dari orbital (n–1)d.

Berdasarkan data empirik, diketahui bahwa semua unsur transisi ketika membentuk kation melepaskan elektron valensi dari orbital ns. Jika muatan kation yang dibentuknya lebih tinggi maka elektron dari orbital (n–1)d dilepaskan. Data berikut ini artinya, elektron terluar berasal dari orbital ns.

Fakta empirik:
1. Mangan dapat membentuk kation Mn^{2+} ($MnCl_2$) dan Mn^{7+} ($KMnO_4$)
2. Besi dapat membentuk kation Fe^{2+} ($FeSO_4$) dan Fe^{3+} ($FeCl_3$)
3. Tembaga dapat membentuk kation Cu^{+} (CuCl) dan Cu^{2+} ($CuSO_4$).

Konfigurasi elektronnya:
1. $_{25}Mn$: $[Ar]\ 3d^5\ 4s^2$
2. $_{26}Fe$: $[Ar]\ 3d^6\ 4s^2$
3. $_{29}Cu$: $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^1$

Jika fakta empirik dan konfigurasi elektronnya dihubungkan maka Anda dapat mengatakan Mn^{2+} dibentuk melalui pelepasan 2 elektron dari orbital 4s. Ion Fe^{2+} dibentuk dengan melepaskan 2 elektron dari orbital 4s, demikian juga ion Cu^{+}. Bagaimana menjelaskan data empirik ini?

Berdasarkan hasil perhitungan dan pengukuran, energi orbital dapat disimpulkan sebagai berikut.



Sekilas Kimia

Nyatakah Orbital Itu?

Orbital adalah fungsi gelombang yang tidak bisa langsung diamati. Jadi, apakah orbital hanya model teori tanpa bentuk fisik yang nyata? Penelitian akan hal ini dilakukan para ilmuwan di Arizona State University (ASU) pada 1999.

Para ilmuwan ini mempelajari ikatan dalam senyawa tembaga(I) oksida Cu_2O pada fasa padat. Konfigurasi elektron ion Cu^+ adalah $[Ar]\ 3d^{10}$. Para ilmuwan ASU mengukur kerapatan elektron dari senyawa Cu_2O dengan menggunakan teknik difraksi elektron dan difraksi sinar-X. Hasilnya, mereka memperoleh peta kerapatan elektron yang berbentuk orbital $3d_{z^2}$. Dari penelitian tersebut, terjawablah keberadaan orbital $3d_{z^2}$. Jadi, orbital itu nyata.

1) Unsur-unsur ringan dengan nomor atom 1 (H) sampai dengan 20 (Ca) memiliki konfigurasi elektron sebagaimana uraian tersebut.
2) Untuk unsur-unsur berat dengan nomor atom 21 ke atas, terjadi transisi energi orbital.

Apa yang dimaksud transisi energi orbital? Setelah orbital 4s terisi penuh (atom $_{20}$Ca) maka elektron mulai mengisi orbital 3d ($_{21}$Sc – $_{30}$Zn). Dalam keadaan tidak terhuni, orbital 3d memiliki energi lebih tinggi dari 4s. Akan tetapi, ketika orbital 3d terhuni elektron maka energi orbital 3d turun drastis dan mencapai kestabilan dengan energi yang lebih rendah daripada orbital 4s. Dengan demikian, mudah dipahami bahwa orbital paling luar dari kulit valensi adalah orbital ns, bukan orbital (n-1)d. Gejala ini berlaku untuk semua atom-atom unsur dengan nomor atom di atas 20.

Contoh 1.7

Konfigurasi Elektron Unsur Transisi

Tuliskan konfigurasi elektron enam unsur transisi pertama.

Jawab:

$_{21}$Sc = [Ar] $3d^1\ 4s^2$
$_{22}$Ti = [Ar] $3d^2\ 4s^2$
$_{23}$V = [Ar] $3d^3\ 4s^2$
$_{24}$Cr = [Ar] $3d^5\ 4s^1$
$_{25}$Mn = [Ar] $3d^5\ 4s^2$
$_{26}$Fe = [Ar] $3d^6\ 4s^2$

Contoh 1.8

Konfigurasi Elektron Unsur Transisi

Manakah konfigurasi elektron yang benar dari Ag?

(a) $_{47}$Ag = [Kr] $4d^{10}\ 5s^1$
(b) $_{47}$Ag = [Kr] $4d^9\ 5s^2$
(c) $_{47}$Ag = [Kr] $5s^1\ 4d^{10}$

Jawab:

Jawaban yang tepat adalah (a) sebab orbital 4d lebih rendah dari 5s dan orbital setengah penuh lebih stabil.



Mahir Menjawab

Diketahui nomor atom Ca=20, Cu=29, K=19, Ti=22, dan Zn=30. Ion-ion di bawah ini memiliki elektron berpasangan, *kecuali*...

A. Ca^{2+}
B. Cu^{+}
C. Cu^{2+}
D. Ti^{4+}
E. Zn^{2+}

Pembahasan
Konfigurasi elektron
$_{29}$Cu= [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$
Konfigurasi elektron
$_{29}Cu^{2+}$= [Ar] $3d^9$
Dalam ion Cu^{2+} terdapat satu buah elektron yang tidak berpasangan.
Jadi, jawabannya (C)

Ebtanas 1992

Tes Kompetensi Subbab C

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Berapakah jumlah orbital dan jumlah maksimum elektron yang dapat menghuni kulit dengan bilangan kuantum n = 4 dan n = 5?
2. Berapakah jumlah orbital dalam subkulit d dan berapakah jumlah elektron dalam subkulit itu?
3. Berapakah jumlah maksimum elektron dalam kulit K, L, M, N? Apakah penulisan konfigurasi elektron di kelas X menyimpang dari teori atom mekanika kuantum? Jelaskan.
4. Berapakah jumlah orbital dan jumlah maksimum elektron yang dapat menghuni kulit L dan kulit N? Bagaimanakah sebaran orbital dan sebaran elektron dalam setiap subkulit pada kulit-kulit tersebut?
5. Dapatkah Anda menghubungkan antara sebaran elektron dalam setiap orbital dengan diagram tingkat energi elektron? Buatlah susunan orbital-orbital berdasarkan diagram orbital yang menggambarkan sebaran elektron dalam atom.
6. Tuliskan konfigurasi elektron dari atom-atom gas mulia dalam tabel periodik ($_2$He, $_{10}$Ne, $_{18}$Ar, $_{36}$Kr, dan $_{54}$Xe).
7. Tuliskan konfigurasi elektron dari atom-atom golongan VA dalam tabel periodik ($_7$N, $_{15}$P, $_{33}$As, dan $_{51}$Sb).
8. Tuliskan konfigurasi elektron dari atom-atom golongan IIA dalam tabel periodik secara ringkas ($_4$Be, $_{12}$Mg, $_{20}$Ca, $_{38}$Sr, dan $_{56}$Ba).
9. Tentukan jenis ketidakpastian apa yang terdapat dalam atom-atom pada periode ke-3 sistem periodik.
10. Manakah yang lebih stabil, atom N atau atom O?
11. Mengapa Fe^{2+} kurang stabil dibandingkan Fe^{3+}?
12. Tentukan konfigurasi elektron dari kation dalam senyawa berikut.
 a. Cr_2O_3, $KCrO_4$, dan $K_2Cr_2O_7$
 b. $MnSO_4$, MnO_2, dan $KMnO_4$
 c. VO_2 dan V_2O_5

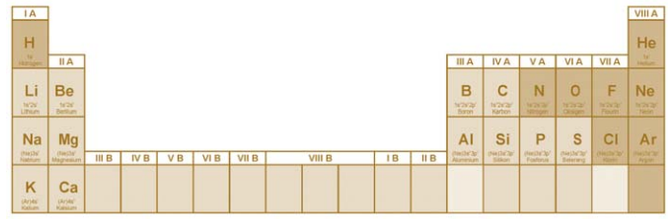
D. Tabel Periodik Unsur-Unsur

Di Kelas X, Anda telah belajar sistem periodik modern. Pada sistem periodik modern, penyusunan unsur-unsur didasarkan pada kenaikan nomor atom. Pada atom netral, nomor atom menyatakan jumlah elektron sehingga ada hubungan antara penyusunan unsur-unsur dan konfigurasi elektron.

1. Konfigurasi Elektron dan Sifat Periodik

Anda sudah mengetahui bahwa dalam golongan yang sama, unsur-unsur memiliki sifat yang mirip. Kemiripan sifat ini berhubungan dengan konfigurasi elektronnya. Bagaimana hubungan tersebut ditinjau berdasarkan teori atom mekanika kuantum?

Simak unsur-unsur ringan dengan nomor atom 1 sampai dengan 20 dalam tabel periodik berikut (perhatikan **Gambar 1.14**).



Gambar 1.14
Tabel periodik golongan utama ($z \leq 20$)

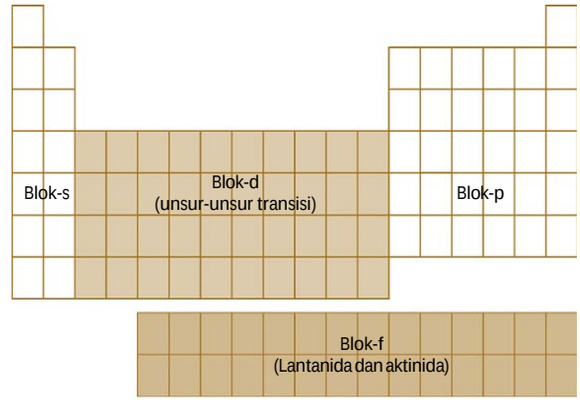
Bagaimanakah Anda menyimpulkan konfigurasi elektron dalam golongan yang sama?

a. Golongan IA $\rightarrow$ ns^1
b. Golongan IIA $\rightarrow$ ns^2
c. Golongan IIIA $\rightarrow$ $ns^2\ np^1$

Jadi, kemiripan sifat-sifat unsur dalam golongan yang sama berhubungan dengan konfigurasi elektron dalam kulit valensi.

Simak kembali tabel periodik tersebut. Dapatkah Anda menemukan sesuatu yang memiliki keteraturan? Jika Anda cerdik, Anda akan menemukan unsur-unsur berada dalam blok-blok tertentu, yaitu unsur-unsur blok s, blok p, blok d, dan blok f (perhatikan **Gambar 1.15**).

Orbital-s maksimum dihuni oleh 2 elektron sehingga hanya ada dua golongan dalam blok s. Orbital-p maksimum 6 elektron sehingga ada enam golongan yang termasuk blok-p. Unsur-unsur transisi pertama mencakup golongan IB – VIIIB dan VIIIB mencakup tiga golongan. Jadi, semuanya ada 10 golongan. Hal ini sesuai dengan orbital-d yang dapat dihuni maksimum 10 elektron.



Gambar 1.15
Pembagian blok pada tabel periodik

Setelah Anda memahami hubungan golongan dan konfigurasi elektron, sekarang tinjau hubungan periode dan konfigurasi elektron. Perhatikan konfigurasi elekton unsur-unsur periode ke-3 berikut.

a. Na : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
b. Mg : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
c. Al : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
d. Si : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$

Apakah yang dapat Anda simpulkan dari konfigurasi elektron untuk unsur-unsur dalam periode ke-3? Jika Anda kritis, Anda akan menemukan hubungan antara nomor periode dan bilangan kuantum utama dari konfigurasi elektron tersebut.

Kegiatan Inkuiri

1. Kemukakan beberapa sifat kimia yang mirip dari unsur-unsur dalam golongan yang sama.
2. Bagaimana unsur-unsur dikelompokkan ke dalam blok-blok? Diskusikan dengan teman Anda.
 a. Golongan IA dan IIA ke dalam blok-s.
 b. Golongan IIIA–VIIIA ke dalam blok-p
 c. Unsur-unsur transisi pertama ke dalam blok-d

Sepanjang periode dari kiri ke kanan, jumlah proton dalam inti bertambah (volume inti mengembang), sedangkan kulit terluar tetap. Akibatnya, tarikan inti terhadap elektron valensi semakin kuat yang berdampak pada pengerutan ukuran atom. Pengerutan jari-jari atom menimbulkan kecenderungan perubahan sifat dari kiri ke kanan secara berkala, seperti sifat logam berkurang, keelektronegatifan dan afinitas elektron meningkat.

2. Posisi Unsur-Unsur dalam Tabel Periodik

Hubungan konfigurasi elektron dan nomor golongan dalam tabel periodik ditunjukkan oleh jumlah elektron pada kulit valensi. Contohnya, sebagai berikut.

$_4Be$: $1s^2\ \mathbf{2s^2}$
$_{12}Mg$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2}$
$_{20}Ca$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2}$

Kulit valensi ditunjukkan oleh bilangan kuantum utama paling besar dalam konfigurasi elektron. Pada unsur-unsur tersebut, bilangan kuantum utama paling besar berturut-turut adalah n = 2, n = 3, dan n = 4 dengan jumlah elektron yang menghuni kulit terluar 2 elektron. Oleh karena itu, unsur-unsur tersebut berada dalam golongan IIA.

Hubungan konfigurasi elektron dengan periode ditunjukkan oleh bilangan kuantum utama paling besar.

Contoh:
$_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^1}$
$_{20}Ca$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2}$
$_{21}Sc$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ \mathbf{4s^2}$
$_{22}Ti$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^2\ \mathbf{4s^2}$

Mahir Menjawab

Konfigurasi elektron unsur X yang dalam sistem periodik terdapat pada golongan VA dan periode ke-3 adalah....
A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3$
B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$
E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3\ 3d^2$

Pembahasan
Unsur yang terletak pada golongan A memiliki elekron valensi pada orbital ns^x atau $ns^x\ np^y$, dengan (x+y) menunjukkan golongan dan n menunjukkan periode. Jadi, untuk golongan VA periode ke-3, elektron valensinya adalah $3s^2\ 3p^3$
Jadi, jawabannya (B)

UNAS 2004

Catatan Note

Unsur-unsur transisi memiliki konfigurasi elektron $(n-1)\ d^{1-10}\ ns^{1-2}$.

The electron configuration of trasition elements can be written as $(n-1)\ d^{1-10}\ ns^{1-2}$.

Unsur-unsur tesebut memiliki bilangan kuantum utama paling besar 4 (n=4) sehingga unsur-unsur tersebut dikelompokkan ke dalam periode ke-4. Jadi, nomor periode berhubungan dengan bilangan kuantum utama paling besar yang dihuni oleh elektron valensi.

Contoh 1.9

Penentuan Letak Unsur dalam Tabel Periodik

Tanpa melihat tabel periodik, tentukan pada golongan dan periode berapa unsur-unsur: $_{17}X$; $_{31}Y$; $_{44}Z$; dan $_{39}A$.

Jawab:

Dalam konfigurasi elektron, elektron valensi menunjukkan golongan dan bilangan kuantum utama menunjukkan periode.

$_{17}X$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$, jumlah elektron valensi 7 dan bilangan kuantum utama paling tinggi 3.

Jadi, posisi unsur $_{17}X$ dalam sistem periodik terdapat pada golongan VIIA dan periode ke-3.

$_{31}Y$: [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$, jumlah elektron valensi 3 dan bilangan kuantum utama terbesar paling tinggi 4.

Jadi, unsur Y berada pada golongan IIIA dan periode ke-4.

$_{44}Z$: [Kr] $4d^6\ 5s^2$

Jadi, unsur $_{44}Z$ berada pada golongan VIIIB dan periode ke-5.

$_{39}A$: [Kr] $4d^1\ 5s^2$

Jadi, unsur $_{39}A$ berada pada golongan IIIB dan periode ke-5.

Tes Kompetensi Subbab D

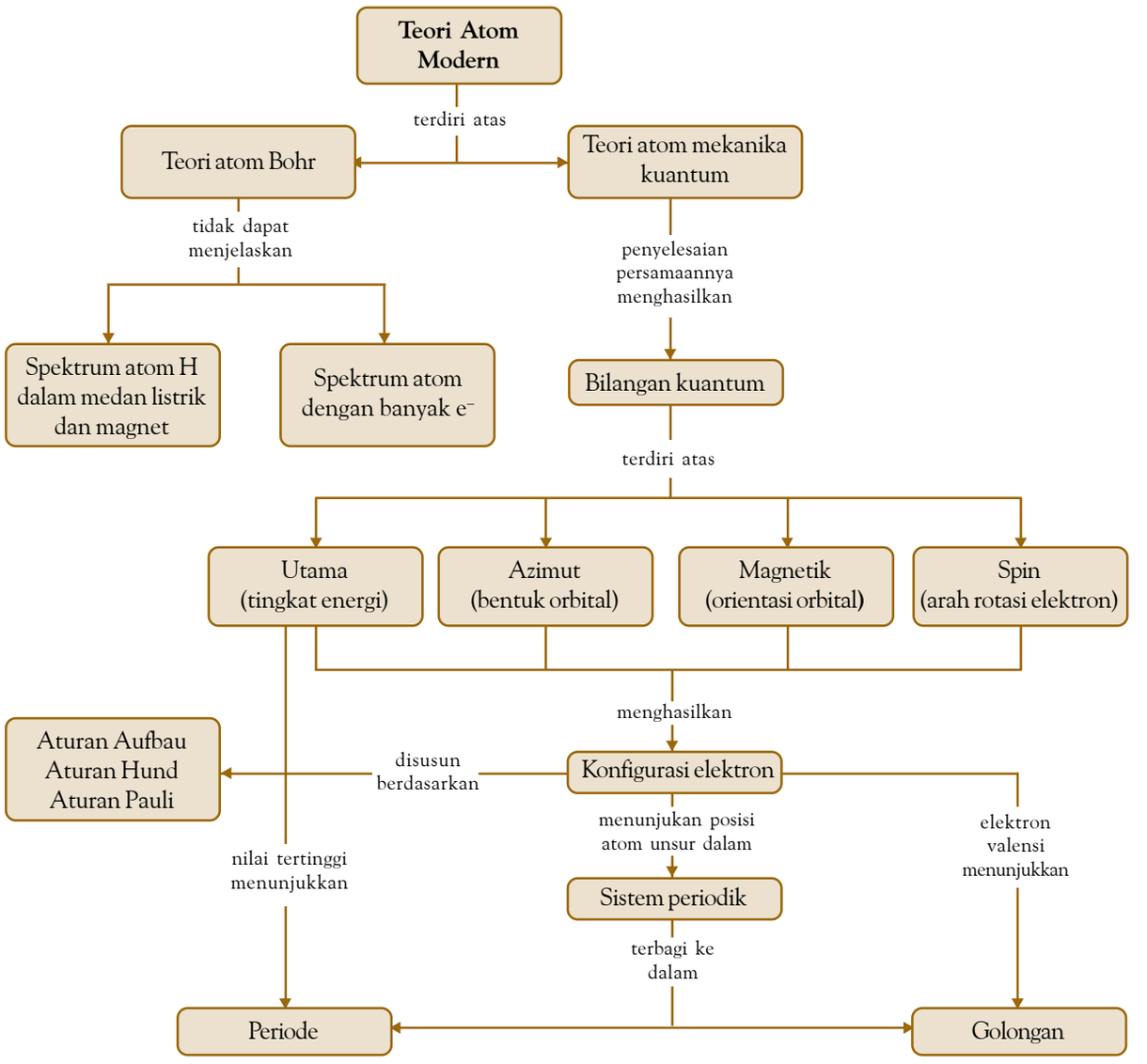
Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Mengapa unsur-unsur golongan IA tidak dapat membentuk kation bermuatan +2, sedangkan unsur-unsur golongan IIA dapat membentuk kation bermuatan +2?
2. Terdapat pada blok apakah unsur $_{14}X$, $_{30}Y$, dan $_{39}Z$?
3. Unsur N dan P berada dalam satu golongan VA. Mengapa senyawa nitrogen yang dikenal hanya bervalensi 3 (NH_3, NF_3), sedangkan fosfor selain valensi 3 (PCl_3) juga ada yang bervalensi 5 (PCl_5)? Tinjau berdasarkan konfigurasi elektronnya.
4. Tentukan periode dan golongan dalam tabel periodik untuk unsur-unsur dengan nomor atom 16, 26, 36, dan 50.
5. Tentukan periode dan golongan dalam sistem periodik dari unsur-unsur dengan nomor atom 5, 13, 31, 59, dan 81.
6. Tentukan periode dan golongan dalam sistem periodik dari unsur-unsur dengan nomor atom 55, 56, 57, 58, 59, dan 60.

Rangkuman

1. Teori atom Bohr dikembangkan berdasarkan postulat yang memadukan teori atom Rutherford dan teori gelombang dari Planck.
2. Kelemahan teori atom Bohr, yaitu tidak dapat menerangkan gejala spektrum atom hidrogen dalam medan magnet dan medan listrik.
3. Menurut teori atom mekanika kuantum, elektron dalam mengelilingi inti memiliki sifat seperti gelombang dan berada dalam daerah kebolehjadian yang disebut orbital.
4. Orbital adalah ruang kebolehjadian ditemukannya elektron di sekeliling inti atom.
5. Terdapat empat bilangan kantum untuk mengkarakterisasi keberadaan elektron di dalam atom, yaitu bilangan kuantum utama, bilangan kuantum azimut, bilangan kuantum magnetik, dan bilangan kuantum spin.
6. Bilangan kuantum utama (n) menyatakan tingkat energi utama orbital. Bilangan kuantum azimut (ℓ) menyatakan bentuk orbital. Bilangan kuantum magnetik (m) menyatakan orientasi orbital dalam ruang kebolehjadian. Bilangan kuantum spin (s) menyatakan arah putaran elektron pada porosnya.
7. Kulit (*shell*) adalah kumpulan orbital-orbital yang memiliki tingkat energi utama sama. Subkulit adalah kumpulan orbital-orbital yang memiliki bilangan kuantum azimut sama.
8. Orbital-orbital atom berelektron banyak memiliki tingkat energi berbeda, yaitu:
 $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < \ldots <$ dst.
9. Penulisan konfigurasi elektron atom-atom berelektron banyak mengikuti kaidah-kaidah: (1) aufbau; (2) Hund, dan (3) Pauli.
10. Menurut aturan aufbau, pengisian elektron ke dalam orbital-orbital dimulai dengan orbital yang memiliki energi paling rendah sesuai diagram tingkat energi orbital.
11. Menurut Hund, pengisian elektron ke dalam orbital yang memiliki tingkat energi yang sama, memiliki energi paling rendah jika elektron tersebut tidak berpasangan dengan spin searah.
12. Menurut Pauli, tidak ada elektron yang memiliki keempat bilangan kuantum yang sama. Jika n, ℓ , m sama maka bilangan kuantum spinnya (s) harus berbeda.
13. Pada tabel periodik, unsur-unsur dalam satu golongan memiliki sifat yang mirip disebabkan oleh kesamaan konfigurasi elektronnya (elektron valensi).
14. Pada periode yang sama, sifat-sifat unsur berubah secara berkala sejalan dengan perubahan dalam ukuran atom yang disebabkan oleh kulit valensi tetap, sedangkan volume inti mengembang.
15. Unsur-unsur dapat ditentukan letaknya dalam sistem periodik dari konfigurasi elektronnya. Elektron valensi menunjukkan golongan dan nomor kulit valensi menunjukkan nomor periode.

Peta Konsep



Refleksi

Apakah Anda merasa kesulitan dalam mempelajari bab ini? Bagian manakah dari materi Struktur Atom yang belum Anda kuasai? Jika Anda mengalami kesulitan, diskusikan dengan teman atau guru Anda.

Dengan memahami struktur atom, Anda akan lebih mengetahui perkembangan teori atom dan susunan elektron dalam atom. Dapatkah Anda tuliskan manfaat apa lagi yang Anda peroleh setelah mempelajari bab struktur atom ini?

Evaluasi Kompetensi Bab 1

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Perbedaan model atom Bohr dengan model atom Rutherford terletak pada
 A. massa atom yang terpusat pada inti atom
 B. jumlah proton dengan jumlah elektron
 C. muatan proton sama dengan muatan elektron
 D. elektron dalam mengelilingi inti berada pada tingkat-tingkat energi tertentu
 E. proton dan neutron berada dalam inti, elektron bergerak mengelilingi inti

2. Jika logam tembaga dipanaskan dalam bunsen, nyala biru kehijauan diemisikan akibat
 A. emisi energi oleh elektron dalam atom tembaga yang tereksitasi
 B. penguapan atom tembaga karena pemanasan
 C. serapan energi oleh elektron dalam atom tembaga
 D. ionisasi atom tembaga membentuk ion Cu^+
 E. peralihan elektron dari tingkat energi rendah ke tingkat energi lebih tinggi

3. Kelemahan teori atom Bohr adalah
 A. atom bersifat tidak stabil
 B. tidak dapat menerangkan efek Zeeman dan efek Strack
 C. spektra atom hidrogen bersifat kontinu
 D. tidak melibatkan orbit berupa elips
 E. tidak dapat menjelaskan keadaan tereksitasi dari elektron

4. Efek Zeeman adalah
 A. terurainya atom hidrogen menjadi proton dan elektron.
 B. pengaruh medan magnet dalam medan listrik.
 C. terbentuknya beberapa spektrum halus dari atom hidrogen dalam medan magnet.
 D. terbentuknya beberapa spektrum halus dari atom hidrogen dalam medan listrik.
 E. pengaruh medan listrik pada atom hidrogen.

5. Pandangan yang menjadi dasar timbulnya model atom mekanika kuantum adalah dari
 A. Rutherford, Neils Bohr, dan Broglie
 B. Pauli, Neils Bohr, dan de Broglie
 C. Rutherford, de Broglie, dan Hund
 D. Schrodinger, de Broglie, dan Heisenberg
 E. Dalton, de Broglie, dan Heisenberg

6. Model matematika yang diajukan oleh Schrodinger menyatakan persamaan
 A. energi potensial elektron
 B. energi total elektron
 C. energi kinetik elektron
 D. pergerakan atom dalam ruang
 E. energi antaraksi antara elektron dan inti

7. Definisi yang tepat tentang orbital adalah
 A. lintasan elektron dalam mengelilingi inti atom
 B. kebolehjadian ditemukannya elektron dalam atom
 C. tempat elektron dalam mengelilingi inti atom
 D. bentuk lintasan elektron mengelilingi inti atom
 E. jenis-jenis elektron dalam suatu atom

8. Bilangan kuantum utama menurut teori atom mekanika kuantum menyatakan
 A. energi atom hidrogen
 B. tingkat energi elektron dalam atom
 C. kecepatan pergerakan elektron
 D. kedudukan elektron terhadap elektron lain
 E. keadaan elektron tereksitasi

9. Bilangan kuantum magnetik menurut teori atom mekanika kuantum menentukan
 A. tingkat energi elektron
 B. arah putaran elektron
 C. peluang menemukan elektron
 D. orientasi orbital dalam ruang
 E. bentuk orbital

10. Bilangan kuantum azimut menurut teori atom mekanika kuantum menentukan
 A. tingkat energi elektron
 B. arah putaran elektron
 C. peluang menemukan elektron
 D. orientasi orbital dalam ruang
 E. bentuk orbital

11. Bilangan kuantum spin menunjukkan
 A. arah putaran elektron mengelilingi inti
 B. arah putaran elektron pada porosnya
 C. orientasi orbital dalam subkulit
 D. arah putaran inti atom pada porosnya
 E. kedudukan elektron dalam atom

12. Bentuk orbital ditentukan oleh bilangan kuantum
 A. n
 B. m
 C. ℓ
 D. s
 E. m dan ℓ

13. Orbital-s berbentuk bola. Hal ini disebabkan oleh
 A. bentuk kerapatan elektron di dalam atom
 B. aturan dalam teori atom mekanika kuantum
 C. subkulit berharga nol
 D. bilangan kuantum magnetik nol
 E. bilangan kuantum spin berharga $\frac{1}{2}$

14. Untuk n = 3, memiliki bilangan kuantum azimut dan subkulit
 A. 0(s)
 B. 1(p)
 C. 2(d)
 D. 0(s), 1(p)
 E. 0(s), 1(p), 2(d)

15. Jumlah orbital dalam suatu atom yang memiliki empat kulit (n = 4) adalah
 A. 8 D. 20
 B. 12 E. 32
 C. 16

16. Jumlah maksimum elektron yang dapat menghuni orbital dengan n = 3 adalah
 A. 8 D. 18
 B. 9 E. 32
 C. 10

17. Jumlah orbital dalam subkulit 2p adalah
 A. 2 D. 10
 B. 4 E. 14
 C. 6

18. Jumlah maksimum elektron yang dapat menghuni subkulit d adalah
 A. 2 D. 14
 B. 6 E. 18
 C. 10

19. Jumlah maksimum elektron dalam subkulit f adalah
 A. 2 D. 14
 B. 6 E. 18
 C. 10

20. Jumlah orbital yang terdapat dalam atom Ne dengan nomor atom 10 adalah
 A. 2 D. 7
 B. 3 E. 10
 C. 5

21. Jumlah orbital yang terdapat dalam atom Mn dengan nomor atom 25 adalah
 A. 4 D. 13
 B. 7 E. 15
 C. 10

22. Bilangan kuantum yang *tidak* diizinkan menurut aturan Pauli adalah
 A. $n = 3,\ \ell = 0, m = 0,$ dan $s = +\frac{1}{2}$
 B. $n = 3,\ \ell = 1, m = 1,$ dan $s = -\frac{1}{2}$
 C. $n = 3,\ \ell = 2, m = -1,$ dan $s = +\frac{1}{2}$
 D. $n = 3,\ \ell = 1, m = 2,$ dan $s = -\frac{1}{2}$
 E. $n = 3,\ \ell = 2, m = 2,$ dan $s = +\frac{1}{2}$

23. Berikut ini yang berturut-turut merupakan bilangan kuantum n, ℓ, m, dan s yang menerangkan konfigurasi elektron terluar atom $_5B$ pada keadaan dasar adalah
 A. $2, 1, -1, \frac{1}{2}$ D. $2, 0, 0, \frac{1}{2}$
 B. $2, 1, 0, \frac{1}{2}$ E. Opsi (a), (b), (c) benar
 C. $2, 1, +1, \frac{1}{2}$

24. Bilangan kuantum yang diizinkan menurut aturan Pauli adalah
 A. $n = 2,\ \ell = 0, m = 0,$ dan $s = +\frac{1}{2}$
 B. $n = 2,\ \ell = 1, m = 2,$ dan $s = -\frac{1}{2}$
 C. $n = 2,\ \ell = 2, m = -1,$ dan $s = +\frac{1}{2}$
 D. $n = 2,\ \ell = 1, m = 2,$ dan $s = +\frac{1}{2}$
 E. $n = 2,\ \ell = 2, m = 2, s = +\frac{1}{2}$

25. Unsur X memiliki konfigurasi elektron: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. Harga keempat bilangan kuantum elektron valensi dari atom X adalah
 A. $n = 2, \ell = 0, m = 0,$ dan $s = -\frac{1}{2}$
 B. $n = 2, \ell = 1, m = 1,$ dan $s = -\frac{1}{2}$
 C. $n = 3, \ell = 0, m = 0,$ dan $s = +\frac{1}{2}$
 D. $n = 3, \ell = 1, m = -1,$ dan $s = +\frac{1}{2}$
 E. $n = 3, \ell = 2, m = 0,$ dan $s = +\frac{1}{2}$

26. Diagram tingkat energi orbital untuk atom hidrogen adalah
 A. $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 3d < 4s$
 B. $1s = 2s < 2p = 3p < 3d = 4s$
 C. $1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s$
 D. $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 3d = 4s$
 E. $1s = 2s = 2p = 3s = 3p = 3d = 4s$

27. Diagram tingkat energi atom berelektron banyak menurut aturan aufbau adalah
 A. $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d$
 B. $1s = 2s < 2p = 3p < 3d = 4s$
 C. $1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s$
 D. $1s = 2s < 2p = 3p < 3d = 3f < 4s$
 E. $1s = 2s = 2p = 3s = 3p = 3d = 4s$

28. Konfigurasi elektron yang tidak sesuai dengan aturan Hund adalah
 A. $1s^2$
 B. $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^{\ 1}$
 C. $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^{\ 1}\ 2p_y^{\ 2}$
 D. $1s^2\ 2s^1$
 E. $1s^2\ 2s^2\ 2p_z^{\ 1}$

29. Andaikan larangan Pauli membolehkan terdapat tiga elektron dalam satu orbital, seperti berikut:
 1. $1s^3$;
 2. $1s^3\ 2s^3\ 2p^6$;
 3. $1s^3\ 2s^3\ 2p^9$;
 4. $1s^3\ 2s^3\ 2p^9\ 3s^3$.

 Konfigurasi elektron gas mulia adalah
 A. 1, 2, 3 D. 3
 B. 1, 3 E. 1, 4
 C. 2, 4

30. Unsur $_{19}K$ memiliki konfigurasi elektron
A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1$
B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4d^1$
C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 3d^5$
D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^2$

31. **UMPTN 99/A**:
Nomor atom unsur X sama dengan 26. Konfigurasi elektron ion X^{3+} adalah
A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6\ 4s^2$
B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^2$
C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3\ 4s^2$
D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^1$
E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$

32. Konfigurasi elektron pada keadaan dasar dari atom $_{29}Cu$ adalah
A. $[Ar]^{18}\ 3d^9\ 4s^2$
B. $[Ar]^{18}\ 4s^2\ 3d^9$
C. $[Ar]^{18}\ 3d^{10}\ 4s^1$
D. $[Ar]^{18}\ 3d^5\ 4s^2\ 4p^4$
E. $[Ar]^{18}\ 3d^6\ 4s^2\ 4p^3$

33. Konfigurasi elektron pada keadaan dasar dari ion $_{26}Fe^{3+}$ adalah
A. $[Ar]^{18}\ 3d^3\ 4s^2$
B. $[Ar]^{18}\ 3d^6\ 4s^2$
C. $[Ar]^{18}\ 3d^5$
D. $[Ar]^{18}\ 3d^4\ 4s^1$
E. $[Ar]^{18}\ 3d^6$

34. Nomor atom belerang adalah 16. Dalam ion sulfida, S^{2-}, konfigurasi elektronnya adalah
A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2\ 4s^2$
D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

35. Konfigurasi elektron yang lebih stabil adalah
A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^2$
B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4\ 4s^2$
C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^6$
D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4\ 4s^1$
E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2\ 4s^2$

36. Jika unsur M dapat membentuk senyawa $M(HSO_4)_2$ yang stabil maka konfigurasi elektron unsur M adalah
A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

37. Jumlah elektron valensi dari unsur dengan konfigurasi elektron $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ adalah
A. 1
B. 3
C. 5
D. 7
E. 8

38. Jumlah elektron valensi untuk atom dengan konfigurasi elektron $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$ adalah
A. 1
B. 3
C. 5
D. 7
E. 8

39. **UMPTN 97/A**:
Masing-masing unsur P, Q, R, S, dan T berikut ini memiliki konfigurasi elektron berikut:
P : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
Q: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
R : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
S : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2$
T : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^2$
Pasangan yang merupakan unsur-unsur dari satu golongan yang sama adalah
A. P dan T
B. P dan Q
C. P dan S
D. P dan R
E. S dan T

40. **UMPTN 97/C**:
Di antara unsur-unsur $_4A$, $_{12}B$, $_{18}C$, dan $_{16}D$ yang terletak dalam golongan yang sama pada tabel periodik adalah
A. A dan B
B. A dan C
C. B dan C
D. B dan D
E. A dan D

41. Konfigurasi elektron ion L^{3+} adalah sebagai berikut.
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3$
Pada sistem periodik atom unsur L terletak pada
A. periode ke-3 golongan VIA
B. periode ke-3 golongan VIIA
C. periode ke-4 golongan IVB
D. periode ke-4 golongan VIA
E. periode ke-4 golongan VIB

42. Unsur X berada dalam golongan IIA periode ke-4. Konfigurasi elektron unsur tersebut adalah
A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2\ 3d^1\ 4s^2$
D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^2\ 4s^0$

43. Unsur X berada dalam golongan IA periode ke-4. Konfigurasi elektron unsur tersebut adalah
A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2\ 3d^1\ 4s^2$
D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^2\ 4s^0$

44. Pasangan ion-ion berikut yang keduanya memiliki konfigurasi elektron tidak sama adalah
A. Mg^{2+} dan Na^+
B. N^- dan F^+
C. O^- dan Na^+
D. O^{2-} dan Mg^{2+}
E. Ne^+ dan O^-

45. **UMPTN 95/C**:
Unsur X termasuk golongan oksigen, tidak dapat membentuk senyawa atau ion
A. X^{2-}
B. H_2X
C. XO_4^{2-}
D. XH_3
E. ZnX

46. **UMPTN 95/A**:

Unsur X memiliki konfigurasi elektron: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ dapat bereaksi dengan unsur Y yang terletak pada golongan oksigen membentuk senyawa

A. XY
B. X_2Y
C. X_2Y_3
D. X_3Y
E. XY_2

47. Unsur M memiliki konfigurasi elektron: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$. Senyawa yang dapat dibentuk dengan atom klor dari unsur tersebut adalah

A. MCl
B. MCl_2
C. MCl_3
D. MCl_4
E. MCl_5

48. **UMPTN 96/A**:

Unsur X memiliki nomor atom 20. Senyawa garamnya jika dipanaskan akan menghasilkan gas yang dapat mengeruhkan air barit ($BaCl_2$). Rumus senyawa garam itu adalah

A. X_2SO_4
B. XSO_4
C. X_2CO_3
D. XCO_3
E. XCl_2

49. **UMPTN 98/B**:

Unsur X terdapat dalam golongan karbon dan unsur Y memiliki nomor atom 17. Senyawa yang dapat terbentuk dari kedua unsur tersebut adalah

A. XY
B. X_2Y
C. XY_2
D. XY_3
E. XY_4

50. **UMPTN 98/B**:

Suatu unsur X memiliki konfigurasi elektron $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$. Rumus senyawa yang mungkin akan terbentuk antara unsur X dengan kalsium ($_{20}Ca$) adalah

A. CaX
B. Ca_2X
C. CaX_2
D. Ca_2X_3
E. Ca_3X_2

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Dalam hal apakah model atom bohr berbeda dengan model atom mekanika kuantum?
2. Apakah yang dapat diketahui tentang keberadaan elektron dalam dengan model atom mekanika kuantum?
3. Tuliskan keempat bilangan kuantum yang digunakan dalam model atom mekanika kuantum dan berikan uraiannya.
4. Tuliskan semua set keempat bilangan kuantum yang mungkin untuk elektron dalam orbital 3p.
5. Berapakah jenis orbital yang dihuni oleh elektron dengan bilangan kuantum $n = 4$, $\ell = 1$? Berapakah jumlah orbital yang ditemukan di dalam atom K?
6. Tuliskan bilangan kuantum untuk setiap elektron yang ditemukan dalam atom oksigen. Contohnya, bilangan kuantum untuk satu elektron dalam 2 s adalah: $n = 2$; $\ell = 0$; $m = 0$; $s = +\frac{1}{2}$.
7. Bilangan kuantum yang mengkarakterisasi elektron pada tingkat energi terendah dari atom hidrogen adalah $n = 1$; $\ell = 0$, $m = 0$; dan $s = +\frac{1}{2}$. Eksitasi elektron dapat mempromosikan ke tingkat energi lebih tinggi. Set bilangan kuantum manakah yang dilarang untuk elektron tereksitasi?

 a. $n = 1,\quad \ell = 0,\quad m = -1,\quad s = +\frac{1}{2}$

 b. $n = 3,\quad \ell = 1,\quad m = 0,\quad s = +\frac{1}{2}$

 c. $n = 3,\quad \ell = 2,\quad m = -2,\quad s = -\frac{1}{2}$

 d. $n = 7,\quad \ell = 4,\quad m = -2,\quad s = +\frac{1}{2}$

8. Tuliskan konfigurasi elektron untuk setiap atom berikut:

 a. $^{27}_{13}Al$
 b. $^{32}_{16}S$
 c. $^{40}_{18}Ar$
 d. $^{40}_{20}Ca$
 e. $^{48}_{22}Ti$

9. Tuliskan konfigurasi elektron untuk setiap ion berikut:

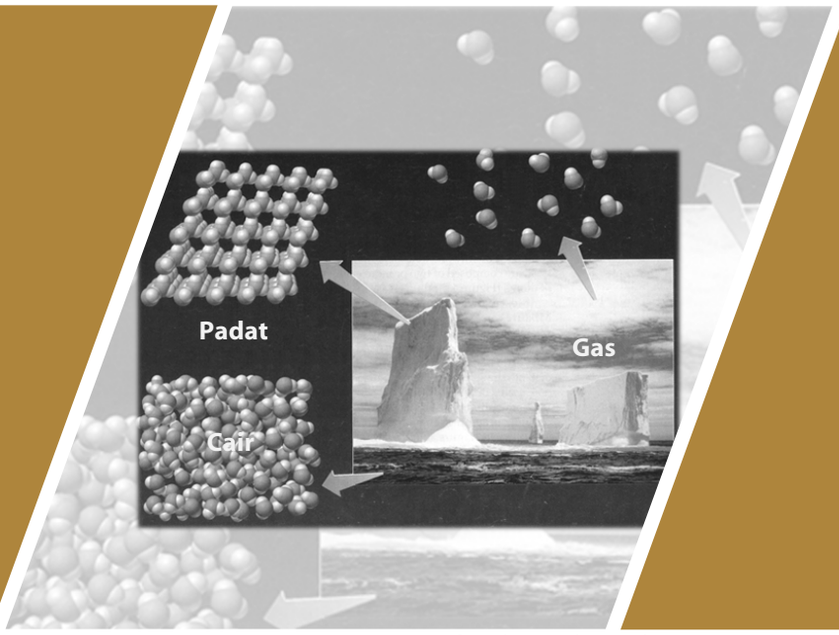
 a. N^{3-}
 b. Mg^{2+}
 c. Al^{3+}
 d. Cl^-
 e. Sc^{3+}

10. Manakah konfigurasi elektron yang dibolehkan dan yang dilarang menurut aturan Pauli?

 a. $1s^2\ 2s^1\ 2p^3$
 b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
 c. $1s^2\ 2s^3\ 2p^3$
 d. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
 e. $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
 f. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3d^9$

11. Andaikan bilangan kuantum spin memiliki tiga harga yang dibolehkan ($s = 0, +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$). Tuliskan nomor atom unsur neon.
12. Dalam hal apakah orbital 1s dan 2s berbeda dan keduanya mirip?
13. Mengapa pada periode pertama hanya tedapat 2 unsur; periode kedua dan ketiga 8 unsur; pada periode keempat dan kelima 18 unsur; dan pada periode keenam 32 unsur? Jelaskan.
14. Bagaimanakah cara untuk menentukan golongan dan periode unsur-unsur golongan utama, transisi dan transisi dalam?
15. Jika ditemukan unsur dengan nomor atom 121, pada golongan dan periode berapakah unsur tersebut ditempatkan dalam sistem periodik?

Bab 2



Sumber: *Chemistry The Central Science, 2000*

Gaya antarmolekul menyebabkan air (H_2O) dapat memiliki wujud yang berbeda.

Struktur dan Gaya Antarmolekul

Hasil yang harus Anda capai:

memahami struktur atom untuk meramalkan sifat-sifat periodik unsur, struktur molekul, dan sifat-sifat senyawa.

Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu:

- menjelaskan teori jumlah pasangan elektron di sekitar inti atom dan teori hibridisasi untuk meramalkan bentuk molekul;
- menjelaskan interaksi antarmolekul (gaya antarmolekul) dengan sifatnya.

Salah satu tujuan mempelajari ilmu Kimia adalah mengkaji tentang bagaimana partikel berukuran sangat kecil bergabung satu dengan lainnya membentuk struktur materi yang sangat besar seperti kita lihat sehari-hari, contohnya molekul air.

Materi yang kita amati sehari-hari sesungguhnya tersusun dari sejumlah partikel yang bergabung melalui ikatan kimia atau gaya antarmolekul. Dengan diketahuinya jenis ikatan yang memperkokoh partikel, diharapkan kita dapat meramalkan bentuk geometri suatu materi, khususnya geometri molekul.

Bagaimanakah bentuk dasar suatu molekul? Bagaimanakah antaraksi antarmolekul dan pengaruh terhadap sifatnya? Anda dapat menjawab pertanyaan-pertanyaan tersebut jika Anda mempelajari bab ini dengan saksama.

A. Struktur Molekul Dasar
B. Teori Domain Elektron
C. Teori Ikatan Valensi dan Hibridisasi
D. Gaya Antarmolekul

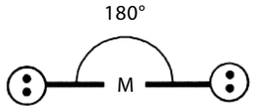
Tes Kompetensi Awal

1. Menurut Anda, bagaimanakah cara meramalkan bentuk molekul suatu senyawa?
2. Apakah yang Anda ketahui tentang hibridisasi?
3. Apakah yang Anda ketahui tentang ikatan hidrogen?

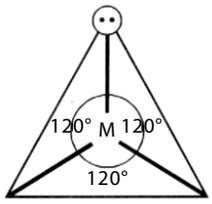
A. Struktur Molekul Dasar

Walaupun jumlah materi di alam sangat banyak dan beragam, tetapi pada dasarnya materi tersebut dibangun oleh beberapa jenis atom dengan struktur yang terbatas. Jumlah cara penyusunan atom dalam molekul tidak banyak sebab dibatasi oleh sudut antarikatan dan sifat partikel penyusunnya. Teori yang mengkaji aspek struktur molekul adalah teori ikatan valensi (berdasarkan mekanika kuantum), teori domain elektron (berdasarkan teori Lewis), dan teori hibridisasi.

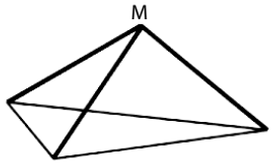
Terdapat sekitar tujuh bentuk molekul yang sederhana, yaitu bentuk linear, trigonal planar, trigonal piramidal, segiempat datar, tetrahedral, tirogonal bipiramidal, dan oktahedral.



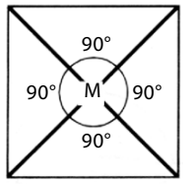
Linear



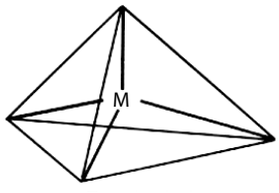
Trigonal Planar



Trigonal piramidal



Bujur sangkar



Tetrahedral

1. Bentuk Linear

Suatu molekul dikatakan linear jika atom-atom yang menyusun molekul tersebut berada dalam suatu garis lurus. Contohnya, $BeCl_2$ dan CO_2. Sudut yang dibentuk oleh ikatan antara dua atom melalui atom pusat sebesar 180°.

2. Trigonal Planar

Suatu bentuk molekul dikatakan trigonal planar jika di dalam molekulnya terdapat empat buah atom dan semua atom berada pada bidang yang sama. Atom pusat dikelilingi oleh tiga atom lain yang berada pada sudut-sudut segitiga. Sudut ikatan yang dibentuk di antara dua ikatan melalui atom pusat sama besar yaitu 120°. Contohnya, molekul BCl_3 dan BF_3.

3. Trigonal Piramidal

Trigonal piramidal adalah suatu bentuk molekul dengan empat buah muka segitiga sama sisi. Suatu molekul dikatakan berbentuk trigonal piramidal jika memilki empat buah atom. Atom pusat ditempatkan pada sudut puncak limas, dan atom lainnya berada pada sudut-sudut limas yang berada pada bidang datar segitiga. Contohnya, molekul NH_3.

4. Bujur Sangkar

Suatu bentuk molekul dikatakan bujur sangkar jika dalam molekul terdapat lima buah atom dan semua atom berada pada bidang datar yang sama. Atom pusat dikelilingi oleh empat atom lain yang berada pada sudut-sudut segiempat. Sudut ikatan yang dibentuk antara dua ikatan yang melalui pusat sama besar, yaitu 90°. Contohnya, molekul XeF_4.

5. Tetrahedral

Tetrahedral adalah limas segiempat dengan muka segitiga sama sisi. Suatu bentuk molekul tergolong tetrahedral jika dalam molekulnya terdapat lima buah atom. Atom pusat ditempatkan pada pusat tetrahedral

dan empat atom lain berada pada sudut-sudut tetrahedral yang terlihat pada ujung-ujung bidang segitiga sama sisi. Sudut ikatan yang dibentuk sama besar, yaitu 109,5°. Contohnya, molekul CH_4.

6. Trigonal Bipiramidal

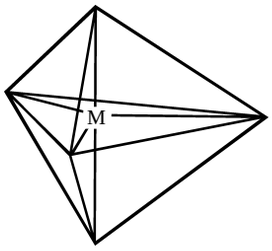
Trigonal bipiramidal terdiri atas dua buah limas yang bagian alasnya berimpit. Suatu molekul memiliki bentuk trigonal bipiramidal jika dalam molekulnya terdapat enam buah atom.

Dalam trigonal bipiramidal, atom pusat ditempatkan pada pusat alas yang berimpit dan dikelilingi oleh lima atom lain yang ditempatkan pada sudut-sudut trigonal bipiramidal. Dalam bentuk molekul ini sudut ikatan tidak sama. Sudut ikatan yang terletak pada pusat bidang datar segitiga masing-masing 120°, sedangkan sudut ikatan antara bidang pusat dan titik sudut atas serta bawah bidang adalah 90°. Contohnya, molekul PCl_5.

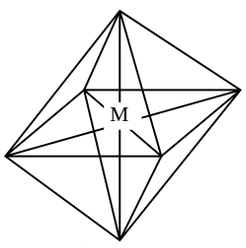
7. Oktahedral

Oktahedral adalah bentuk yang memiliki delapan muka segitiga, dibentuk dari dua buah limas alas segiempat yang berimpit. Suatu molekul memiliki bentuk oktahedral jika tersusun dari tujuh atom.

Atom pusat ditempatkan pada pusat bidang segiempat yang berimpit. Enam atom lain terletak pada sudut-sudut oktahedral. Sudut antarikatan yang terbentuk sama besar, yaitu 90°. Contohnya, molekul SF_6 dan XeF_6.



Trigonal bipiramidal



Oktahedral

Gambar 2.1
Bentuk-bentuk molekul dasar

Tes Kompetensi Subbab A

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Tuliskan bentuk-bentuk molekul sederhana yang Anda ketahui, lalu buat gambarnya.
2. Berapakah besar sudut ikatan dalam bentuk molekul: trigonal planar, trigonal piramidal, tetrahedral, trigonal bipiramidal , dan oktahedral?

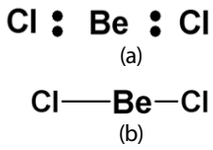
B. Teori Domain Elektron

Metode yang dapat digunakan untuk meramalkan bentuk molekul adalah model rumus titik-elektron yang diperluas menjadi teori domain elektron atau teori tolakan pasangan elektron kulit valensi (VSEPR, *Valence Shell Electron Pair Repulsion*). Seperangkat aturan dikemas ke dalam teori domain elektron yang memungkinkan Anda dapat meramalkan bentuk molekul secara tepat. Teori ini didasarkan pada jumlah pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas dalam kulit valensi atom pusat suatu molekul. Teori ini menyatakan bahwa bentuk molekul dapat ditentukan berdasarkan tolakan pasangan elektron dalam kulit valensi atom pusat. Oleh karena itu, teori ini disebut teori domain elektron atau VSEPR.

Bagaimana teori ini dapat diterapkan untuk memprediksi bentuk suatu molekul? Untuk mempermudah mempelajarinya, molekul-molekul akan dikelompokkan ke dalam tiga kategori, yaitu molekul-molekul yang memiliki atom pusat:

1. berikatan kovalen tunggal yang jenuh;
2. berikatan kovalen tunggal yang tidak jenuh (memiliki elektron bebas); dan
3. berikatan kovalen rangkap.

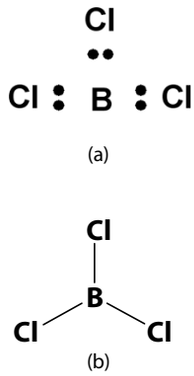
1. Bentuk Molekul Tanpa Elektron Bebas



Gambar 2.2
(a) Struktur Lewis $BeCl_2$
(b) Bentuk molekul $BeCl_2$ (linear)

Simak molekul $BeCl_2$ dengan menggunakan rumus Lewis yang ditunjukkan **Gambar 2.2**. Sebagai atom pusat adalah berilium dengan dua elektron valensi. Kedua elektron tersebut digunakan untuk berikatan kovalen dengan atom-atom klorin membentuk dua ikatan kovalen tunggal.

Pasangan elektron ikatan dalam kulit valensi atom pusat akan mengalami tolakan disebabkan muatannya sejenis. Guna meminimalkan tolakan tersebut maka pasangan elektron ikatan akan menjauh satu sama lain. Menurut pendapat Anda, pada posisi bagaimana tolakan akan minimal? Tolakan minimum dicapai jika pasangan elektron ikatan berada pada posisi dengan sudut 180°. Oleh karena sudut ikatan yang terbentuk antara atom klorin dan atom klorin yang lain melalui titik pusat (atom Be) membentuk 180° maka bentuk molekul yang paling mungkin adalah linear.



Gambar 2.3
(a) Struktur Lewis BCl_3
(b) Bentuk molekul BCl_3 (trigonal planar).

Sekarang, tinjau molekul dengan tiga pasang elektron ikatan dalam kulit valensi atom pusat. Contoh dari molekul ini adalah boron triklorida, BCl_3, rumus Lewisnya ditunjukkan **Gambar 2.3a**.

Tiga pasang elektron ikatan dalam kulit valensi atom pusat berusaha meminimalkan tolakan dengan cara memposisikan sejauh mungkin satu sama lain. Tolakan akan minimum jika ketiga pasang elektron ikatan berada pada posisi 120° satu sama lain. Akibatnya, bentuk molekul yang terbentuk adalah trigonal planar dengan atom pusat berada di tengah-tengah segitiga.

Sudah pahamkah Anda dengan dua contoh bentuk molekul pada **Gambar 2.3**? Jika belum paham, simak contoh penerapan teori domain elektron dalam bentuk molekul yang lain.

Contoh 2.1

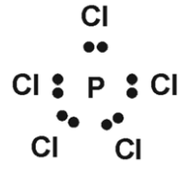
Meramalkan Bentuk Molekul dengan Ikatan Kovalen Jenuh

Ramalkan bentuk molekul PCl_5.

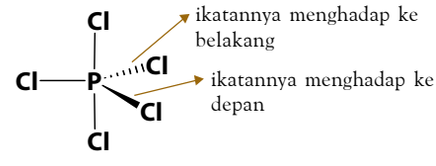
Jawab:

a. Tentukan atom pusat dan jumlah elektron valensi;
b. gambarkan struktur Lewisnya; dan
c. ramalkan bentuk molekulnya.

Molekul PCl_5 memiliki atom pusat P (atom pusat biasanya memiliki nilai keelektronegatifan yang lebih kecil daripada atom penyusun lainnya).
Struktur lewis dari molekul PCl_5 sebagai berikut:
$_{15}P = [Ne]\ 3s^2\ 3p^3$
Atom P memiliki 5 elektron valensi. Kelima elektron ini membentuk ikatan kovalen tunggal dengan 5 atom Cl.
Struktur Lewis PCl_5:



Trigonal bipiramidal



Bentuk molekul dengan lima pasang elektron ikatan dengan tolakan minimum adalah trigonal bipiramidal .

2. Molekul Kovalen Tunggal Tidak Jenuh

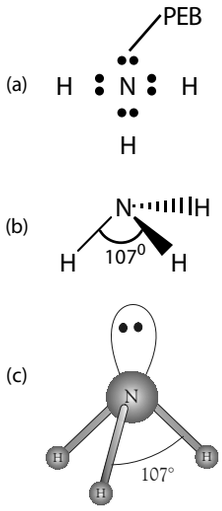
Molekul-molekul yang berikatan kovalen tunggal dan tidak jenuh adalah molekul-molekul dengan atom pusat yang memiliki pasangan elektron bebas atau tidak digunakan untuk berikatan. H_2O, NH_3, PCl_3, dan yang sejenis adalah contoh dari molekul jenis ini. Bagaimana meramalkan bentuk molekul yang memiliki pasangan elektron bebas (PEB)?

Simak molekul NH_3 dengan atom pusat N dan memiliki 5 elektron valensi. Rumus Lewis molekul NH_3 ditunjukkan oleh **Gambar 2.4a**. Pada atom N terdapat empat pasang elektron dalam kulit valensi. Tiga pasang merupakan pasangan elektron ikatan (PEI) dengan atom H dan satu pasang merupakan pasangan elektron bebas (PEB). Antara keempat pasang elektron dalam kulit valensi atom N terjadi tolakan satu sama lain sedemikian rupa sehingga dicapai tolakan minimum antara pasangan elektron tersebut. Berdasarkan data empirik, diketahui bahwa molekul NH_3 berbentuk limas alas segitiga dengan sudut ikatan 107° (**Gambar 2.4b**). Bagaimana fakta ini dapat dijelaskan?

Oleh karena terdapat empat pasang elektron dalam kulit valensi atom N maka struktur ruang pasangan elektron yang paling mungkin adalah tetrahedral. Bentuk ini dapat diterima, seperti terlihat pada **Gambar 2.4c**. Akan tetapi, sudut ikatan dalam NH_3 tidak sesuai dengan sudut tetrahedral, yakni 109°.

Jika tolakan antarpasangan elektron dalam kulit valensi atom N sama besar maka sudut ikatan harus 109°. Oleh karena faktanya 107°, ada perbedaan kekuatan tolakan antara PEI dan PEB, di mana PEB menolak lebih kuat dari PEI sehingga sudut ikatan di antara ketiga PEI lebih kecil dari sudut ikatan tetrahedral.

Hipotesis tersebut ternyata sangat tepat dan beralasan bahwa PEB menolak lebih kuat dari PEI sebab pasangan elektron bebas memerlukan ruang lebih besar dibandingkan pasangan elektron ikatan. Pada PEB, pergerakan elektron lebih leluasa dibandingkan PEI yang kaku dan tegar akibat terikat di antara dua atom. Akibatnya, PEB memerlukan ruang gerak yang lebih besar dari PEI dan berdampak pada tolakan PEB lebih besar dibandingkan tolakan di antara PEI.



Gambar 2.4
(a) Struktur Lewis NH_3
(b) Bentuk molekul NH_3 (trigonal piramidal)
(c) Struktur ruang pasangan elektron dalam kulit valensi atom N (tetrahedral)

Kata Kunci

- Pasangan elektron bebas (PEB)
- Pasangan elektron ikatan (PEI)
- Kekuatan tolakan

Contoh 2.2

Meramalkan Bentuk Molekul dengan Ikatan Kovalen Tidak Jenuh

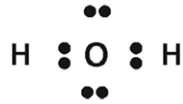
Ramalkan bentuk molekul H_2O? Diketahui sudut ikatan antara H–O–H sebesar 105°.

Jawab:

a. Tentukan atom pusat dan jumlah elektron valensi.
b. Gambarkan struktur Lewisnya.
c. Ramalkan bentuk molekulnya dengan mempertimbangkan tolakan PEB > PEI.

Molekul H_2O memiliki atom pusat O.
Struktur Lewis H_2O sebagai berikut:
${}_8O = [He]\ 2s^2\ 2p^4$
Atom O memiliki 6 elektron valensi, dua elektron berikatan dengan atom H dan sisanya sebagai PEB.

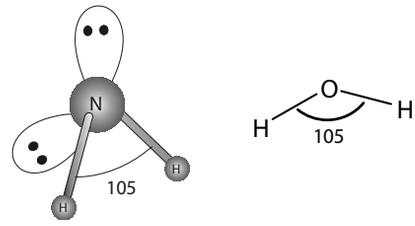
Struktur Lewis H_2O:



Pada molekul H_2O ada 4 pasang elektron dalam kulit valensi atom O, yaitu 2 PEI dan 2 PEB.

Oleh karena ada 4 pasang elektron dalam kulit valensi atom O, struktur ruang pasangan elektron yang dapat dibentuk adalah tetrahedral. Merujuk pada fakta bahwa sudut ikatan dalam H_2O 105°, sedangkan sudut ikatan dalam tetrahedral 109° maka terjadi distorsi terhadap bentuk molekul tetrahedral.

Distorsi ini akibat tolakan antara kedua PEB lebih besar dibandingkan antara kedua PEI, akibatnya sudut yang dibentuk oleh molekul H_2O lebih kecil dari 109°. Simak struktur ruang pasangan elektron dalam molekul H_2O berikut.



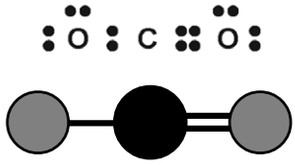
Strukturnya membentuk tetrahedral terdistorsi, sedangkan bentuk molekul dari H_2O berupa huruf "V" (tidak linear sebagaimana pada molekul triatom yang lain, seperti $BeCl_2$ atau CO_2).

3. Molekul Kovalen Berikatan Rangkap

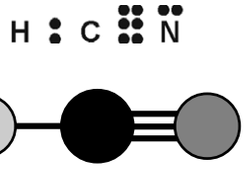
Bagaimanakah pandangan teori domain elektron terhadap molekul yang memiliki ikatan kovalen rangkap dua atau rangkap tiga? Menurut teori domain elektron, ikatan rangkap dianggap sebagai satuan gugus elektron seperti halnya ikatan tunggal yang menghubungkan atom dengan atom pusat M. Contohnya, molekul CO_2 yang mengandung ikatan rangkap dua.

Menurut teori domain elektron, bentuk molekul CO_2 dapat dianggap sebagai dua gugus pasangan elektron ikatan, seperti pada molekul $BeCl_2$. Oleh karena itu, bentuk molekul CO_2 dianggap linear (perhatikan **Gambar 2.5a**).

Contoh molekul lain dengan ikatan rangkap tiga adalah HCN. Pada molekul HCN ada dua gugus pasangan elektron pada atom pusat C, yaitu pasangan elektron ikatan dengan H dan tiga pasangan elektron ikatan dengan N (ikatan rangkap tiga) sehingga diramalkan memiliki bentuk molekul linear (perhatikan **Gambar 2.5b**).



(a)



(b)

Gambar 2.5
(a) Struktur Lewis dan bentuk molekul CO_2
(b) Struktur Lewis dan bentuk molekul HCN

Contoh 2.3

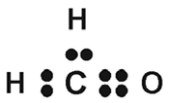
Meramalkan Geometri Molekul Berikatan Rangkap

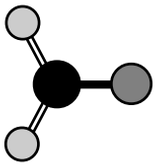
Ramalkan bentuk molekul formaldehida, HCOH.

Jawab:

a. Gambarkan struktur Lewisnya.
b. Ramalkan bentuk molekulnya dengan menganggap ikatan rangkap sebagai ikatan tunggal.

Struktur Lewis H_2CO:

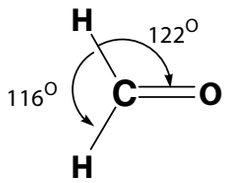




Oleh karena ikatan rangkap dua antara C dan O dianggap sebagai ikatan tunggal maka bentuk molekul H_2CO dapat dikategorikan sebagai molekul MX_3. Bentuk molekul MX_3 adalah trigonal planar.

Berapakah sudut ikatan yang terbentuk dalam molekul formaldehida pada **Contoh 2.3**? Tentu Anda akan menduga 120° sebab bentuk molekulnya trigonal planar. Walaupun ikatan rangkap diperlakukan sebagai satu gugusan elektron seperti ikatan tunggal, tetapi ikatan rangkap memiliki kerapatan muatan elektron lebih tinggi daripada ikatan tunggal. Akibatnya, tolakan ikatan rangkap terhadap ikatan tunggal lebih kuat dan berdampak pada sudut ikatan.

Kekuatan tolakan ikatan rangkap serupa dengan PEB sehingga sudut ikatan H–C–H dalam molekul H_2CO tidak sama besar dengan sudut ikatan H–C = 0. Hasil kajian menunjukkan sudut ikatan sebesar 116° dan 122° (lihat **Gambar 2.6**).



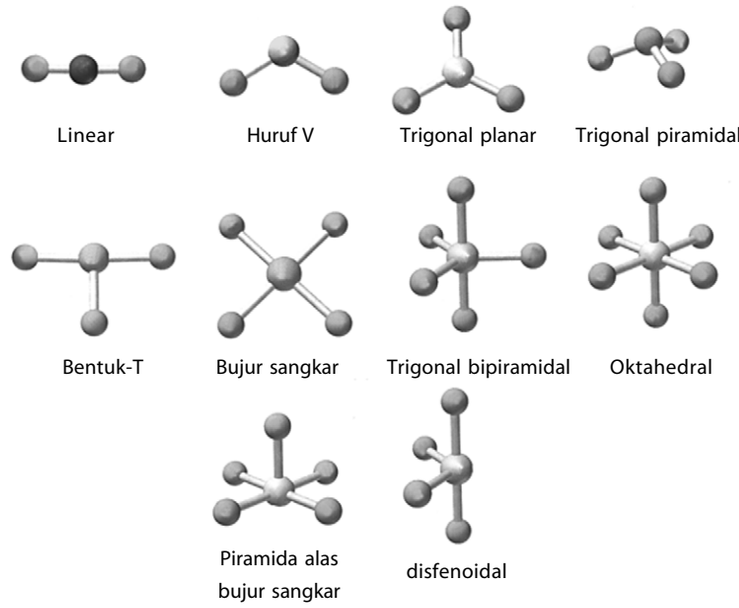
Gambar 2.6
Sudut ikatan H-C-H berbeda dengan H-C = O

Berdasarkan uraian tersebut, dapatkah Anda menyimpulkan teori domain elektron dalam memprediksi struktur molekul? Andaikan M menyatakan atom pusat, X menyatakan atom yang terikat pada atom pusat, dan pasangan elektron bebas dinyatakan dengan E maka rumus bentuk molekul dapat diungkapkan sebagai MX_mE_n, dengan m adalah jumlah ligan dan n adalah jumlah pasangan elektron bebas dalam kulit valensi atom pusat. Berdasarkan rumusan tersebut, Anda dapat menyatakan molekul dengan rumusan tersebut. Contohnya, CH_4 sebagai MX_4, NH_3 sebagai MX_3E, dan H_2O sebagai MX_2E_2.

Hasil-hasil yang dicapai dengan teori domain elektron dalam meramalkan bentuk molekul untuk molekul-molekul berikatan tunggal dan rangkap disajikan pada **Tabel 2.1** berikut.

Tabel 2.1 Teori Domain Elektron dalam Meramalkan Bentuk Molekul.

Pasangan Elektron			Struktur Ruang Pasangan Elektron	Bentuk Molekul	Kelompok	Contoh Molekul
Total	Ikatan	Bebas				
2	2	0	Linear	Linear	MX_2	$BeCl_2$
3	3 2	0 1	Trigonal planar	Trigonal planar Huruf	MX_3 MX_2E	BH_3 dan BCl_3 $SnCl_2$
4	4 3 2	0 1 2	Tetrahedral	Tetrahedral Trigonal piramidal Huruf	MX_4 MX_3E MX_2E_2	CCl_4 dan SiH_4 NH_3 dan PCl_3 H_2O dan SCl_2
5	5 4 3 2	0 1 2 3	Trigonal bipiramidal	Trigonal bipiramidal Disfenoidal Bentuk–T Linear	MX_5 MX_4E MX_3E_2 MX_2E_3	PCl_5 dan PF_5 SF_4 ClF_3 XeF_2
6	6 5 4	0 1 2	Oktahedral	Oktahedral Piramida alas bujur sangkar Bujur sangkar	MX_6 MX_5E MX_4E_2	SF_6 ClF_5 XeF_4



Gambar 2.7
Bentuk molekul berdasarkan teori domain elektron

Kegiatan Inkuiri

Urutkan dan jelaskan kekuatan tolakan antara PEB vs PEB, PEB vs PEI, dan PEI vs PEI.

Tes Kompetensi Subbab B

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Jelaskan metode yang dapat digunakan untuk meramalkan bentuk dari suatu molekul.
2. Bagaimanakah tahapan menentukan suatu bentuk molekul dengan ikatan kovalen jenuh? Jelaskan.
3. Bagaimanakah bentuk molekul dari SO_2? Ramalkan oleh Anda.

C. Teori Ikatan Valensi dan Hibridisasi

Teori domain elektron sangat bermanfaat untuk meramalkan bentuk molekul sederhana, tetapi teori tersebut tidak menjelaskan bagaimana elektron-elektron dalam kulit terluar dari atom pusat dapat membentuk struktur tertentu. Untuk mengetahui hal ini dapat dijelaskan dengan hibridisasi orbital atom sebagai implementasi dari teori ikatan valensi.

1. Prinsip Umum Teori Ikatan Valensi

Menurut teori ikatan valensi, ikatan akan terbentuk antara dua atom jika memenuhi syarat sebagai berikut.

a) Ketika membentuk ikatan, orbital-orbital pada atom pusat mengadakan restrukturisasi melalui proses hibridisasi membentuk orbital hibrida. Selanjutnya, orbital hibrida ini berikatan dengan orbital atom lain.

b) Orbital-orbital yang berikatan harus bertumpang tindih (*overlapping*) satu sama lain.
c) Jumlah elektron dalam orbital ikatan yang bertumpang tindih maksimal dua elektron dengan spin berlawanan.
d) Kekuatan ikatan bergantung pada derajat tumpang tindih. Semakin besar daerah tumpang tindih, semakin kuat ikatan yang terbentuk.
e) Orbital-orbital atom selain orbital-s dalam berikatan memiliki arah tertentu sesuai orientasi orbital atom yang berikatan.

Contoh:
Tinjau molekul CH_4, empat atom hidrogen berikatan dengan atom karbon melalui ikatan kovalen, atom karbon sebagai atom pusat. Ikatan ini terbentuk melalui tumpang tindih orbital sp^3 dari atom karbon dengan orbital 1s dari atom hidrogen.
Kedua orbital yang berikatan ($1s\text{-}sp^3$) dilokalisasikan sepanjang ikatan C–H. Oleh karena itu, orbital yang terbentuk dinamakan orbital *ikatan terlokalisasi* yang diorientasikan pada daerah di antara atom karbon dan hidrogen.

Catatan *Note*

Model orbital ikatan terlokalisasi merupakan aplikasi teori ikatan valensi yang dikembangkan oleh Linus Pauling.

Orbital localized-bond model is application of valence-bond theory which is developed by Linus Pauling.

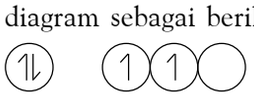
2. Hibridisasi Orbital Atom

Apakah yang dimaksud dengan hibridisasi? Hibridisasi adalah proses pencampuran orbital-orbital atom membentuk orbital baru dengan tingkat energi berada di antara orbital-orbital yang dicampurkan. Orbital hasil pencampuran dinamakan orbital hibrida.

Mengapa orbital-orbital berhibridisasi? Untuk dapat menjawab hal ini, tinjau molekul CH_4 yang dibentuk dari satu atom karbon dan empat atom hidrogen dihubungkan dengan konfigurasi elektron atom karbon. Konfigurasi elektron atom karbon dengan nomor atom 6 sebagai berikut.

$$_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$$

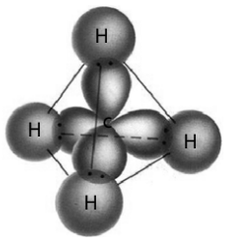
Elektron valensi pada atom karbon dapat diungkapkan dalam bentuk diagram sebagai berikut.



$2s^2$ $\quad$ $2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$

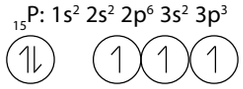
Jika Anda perhatikan konfigurasi elektron valensi tersebut, atom karbon hanya memiliki 2 elektron yang tidak berpasangan. Seharusnya, atom karbon maksimal mengikat 2 atom hidrogen membentuk CH_2, seperti pada molekul PCl_3 (**Gambar 2.9**). Perhatikan **Gambar 2.8**. Mengapa atom karbon dapat membentuk empat ikatan kovalen dengan atom-atom lain? Kasus ini dan untuk semua molekul yang lain dapat dijelaskan dengan pendekatan hibridisasi.

Oleh karena tingkat energi orbital 2s dan 2p tidak berbeda jauh maka dimungkinkan orbital-orbital tersebut berhibridisasi membentuk orbital yang baru ketika akan membentuk ikatan dengan atom-atom lain. Bagaimana proses terjadinya hibridisasi orbital-orbital pada atom pusat? Simak kembali molekul CH_4. Ketika atom hidrogen mendekati atom karbon, terjadi perubahan tingkat energi orbital-orbital pada atom karbon sedemikian rupa sehingga dimungkinkan terjadinya hibridisasi orbital-orbital valensi atom karbon.

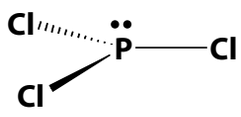


Gambar 2.8
Orbital sp^3 dari atom C bertumpang tindih dengan orbital s dari atom H.

$_{15}P: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$



$3s^2$ $\quad$ $3p_x^1\ 3p_y^1\ 3p_z^1$

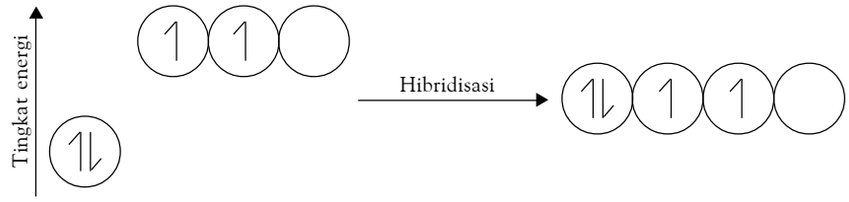


Gambar 2.9
Pada PCl_3, elektron dari setiap atom Cl berikatan dengan elektron dari atom P membentuk 3 pasang elektron ikatan.

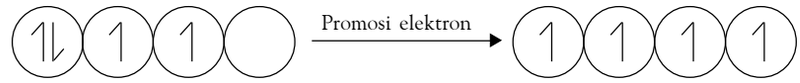
Catatan Note

Menurut aturan Hund, elektron-elektron yang tidak berpasangan dalam orbital hibrida memiliki arah spin yang sejajar.

Based on Hund rule, unpair electrons in hybrid orbital have parallel spin direction.



Oleh karena orbital-orbital hibrida yang dibentuk memiliki tingkat energi yang sama (di antara 2s dan 2p) maka elektron yang berasal dari orbital 2s dipromosikan ke orbital p^3 yang masih kosong. Orbital hibrida tersebut dinamakan orbital sp^3 karena berasal dari satu orbital-s dan tiga orbital-p.



Dalam proses hibridisasi, berlaku hukum kekekalan orbital. Artinya jumlah orbital sebelum dan sesudah dicampurkan sama. Jadi, hibridisasi satu orbital-s dan tiga orbital-p akan terbentuk empat orbital sp^3.

3. Bentuk Molekul dan Valensi Terarah

Menurut teori ikatan valensi, pada pembentukan ikatan, orbital-orbital hibrida dari atom pusat harus bertumpang tindih dengan orbital atom lain dengan arah tertentu. Pada molekul CH_4, orbital hibrida sp^3 dari atom karbon akan bertumpang tindih dengan orbital-s dari atom hidrogen membentuk ikatan terlokalisasi sp^3–s sepanjang sumbu ikatan C–H. Oleh karena ikatan yang terbentuk memiliki orientasi tertentu dalam ruang maka ikatan ini disebut ikatan valensi terarah.

Bentuk molekul yang dibangun oleh CH_4 ditentukan oleh orientasi orbital hibrida sp^3 dalam atom karbon. Dengan kata lain, bentuk molekul ditentukan oleh struktur orbital hibrida pada atom pusat. Mengapa orbital hibrida memiliki struktur?

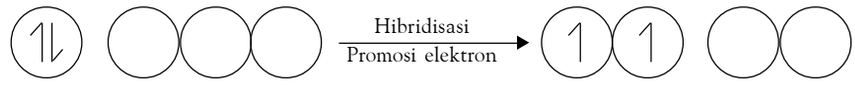
Selain orbital-s, orbital-p dan orbital-d memiliki orientasi tertentu dalam ruang. Orbital-orbital hibrida yang terbentuk dari orbital-orbital atom juga memilki struktur tertentu di dalam ruang.

Jenis orbital hibrida yang dapat dibentuk dari kombinasi orbital s, p, dan d adalah orbital hibrida sp, sp^2, sp^3, dsp^3, sp^3d^2, atau d^2sp^3. Orbital-orbital tersebut memiliki orientasi tertentu dalam ruang.

a. Struktur Linear

Struktur molekul BeH_2 menurut prediksi teori domain elektron adalah linear. Bagaimana menurut pandangan teori ikatan valensi dengan pendekatan hibridisasinya?

Atom pusat pada molekul BeH_2 adalah berilium dengan konfigurasi elektron $_4Be$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^0$. Jika dilihat dari konfigurasi elektronnya, atom Be tidak memiliki elektron yang tidak berpasangan. Jadi, tidak mungkin dapat berikatan membentuk molekul, tetapi faktanya atom Be dapat membentuk molekul BeH_2. Agar atom Be dapat berikatan dengan atom H maka orbital-orbital 2s pada kulit valensi mengadakan hibridisasi dengan orbital 2p yang masih kosong, diikuti promosi elektron dari orbital 2s ke orbital 2p. Hasilnya adalah



Mahir Menjawab

Berdasarkan tabel berikut :

Senyawa	M_r	Titik Didih
NH_3	17	−33
PH_3	34	−88
AsH_3	78	−55
SbH_3	125	−17

Molekul PH_3 memiliki titik didih terendah penyebabnya adalah

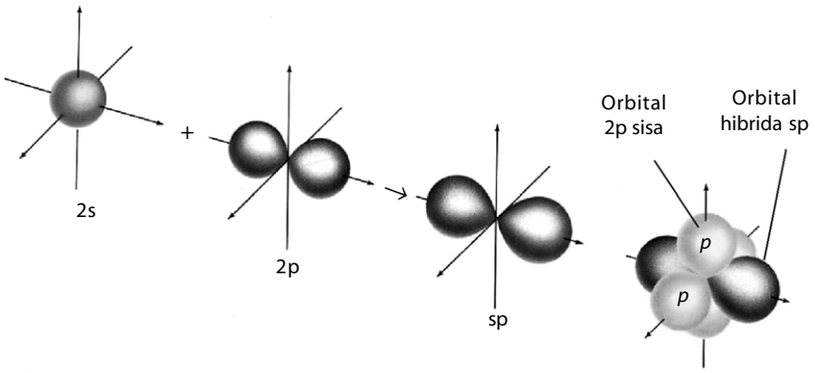
A. M_r terkecil
B. Molekulnya kecil
C. Terdapatnya ikatan hidrogen
D. Terdapatnya ikatan gaya London
E. Terdapatnya ikatan gaya Van der Waals

Pembahasan

Pada molekul PH_3, terdapat gaya Van der Waals. Ikatan Van der Waals jauh lebih lemah daripada ikatan hidrogen pada molekul NH_3. Karenanya PH_3 memiliki titik didih terendah (E)

UNAS 2005

Pembentukan orbital hibrida sp dapat ditunjukkan pada gambar berikut.



Gambar 2.10
Pembentukan orbital hibrida sp. Hibridisasi orbital atom s dan orbital atom p menghasilkan orbital hibrida sp dengan orientasi ruang membentuk sudut 180°.

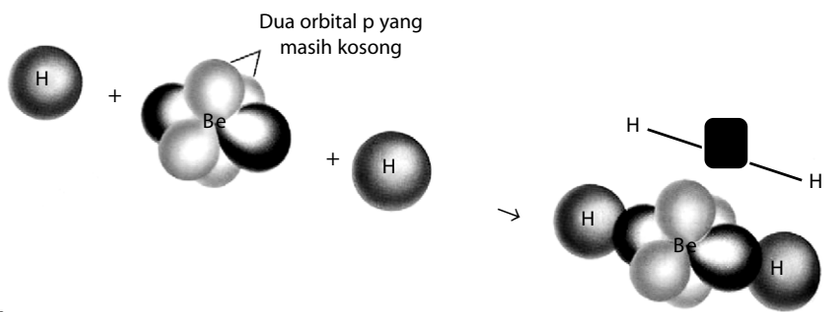
Orbital hibrida sp memiliki dua aspek penting, yaitu:

1) Setiap orbital menyediakan daerah tumpang tindih yang cukup besar dengan orbital 1s dari atom hidrogen.
2) Orbital-orbital tersebut memiliki orientasi 180° satu sama lain.

Dua orbital 2p yang tidak digunakan membentuk orbital hibrida berada pada posisi tegak lurus satu sama lain terhadap sumbu yang dibentuk oleh orbital hibrida sp.

Setiap orbital hibrida sp dalam atom Be bertumpang tindih dengan orbital 1s dari atom H membentuk dua orbital ikatan terlokalisasi yang setara (lihat **Gambar 2.11**). Setiap ikatan Be–H dalam molekul BeH_2 disebut ikatan-σ (sigma) dan struktur molekul yang terbentuk adalah linear.

Kata Kunci
- Hibridisasi
- Linear
- Orientasi ruang
- Terlokalisasi
- Tumpang tindih



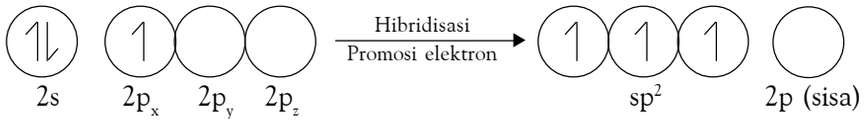
Gambar 2.11
Pembentukan ikatan-σ yang terlokalisasi sepanjang sumbu ikatan dalam molekul BeH_2.

b. Struktur Trigonal Planar

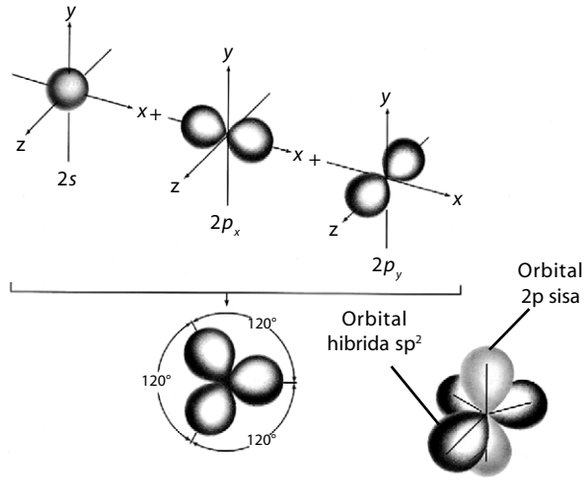
Molekul BF_3 menurut teori domain elektron memiliki bentuk molekul trigonal planar. Bagaimana menurut pandangan teori ikatan valensi berdasarkan pendekatan hibridisasinya?

Atom pusat pada molekul BF_3 adalah boron dengan konfigurasi elektron $_5B$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$. Jika dilihat dari konfigurasi elektronnya, atom B memiliki satu elektron yang tidak berpasangan. Jadi, hanya satu ikatan yang dapat dibentuk dengan atom F, tetapi faktanya atom B dapat mengikat tiga atom fluorin membentuk molekul BF_3.

Agar atom B dapat berikatan dengan tiga atom F maka orbital-orbital 2s pada kulit valensi mengadakan hibridisasi dengan orbital 2p, diikuti promosi elektron dari orbital 2s ke orbital 2p. Hasilnya adalah sebagai berikut.



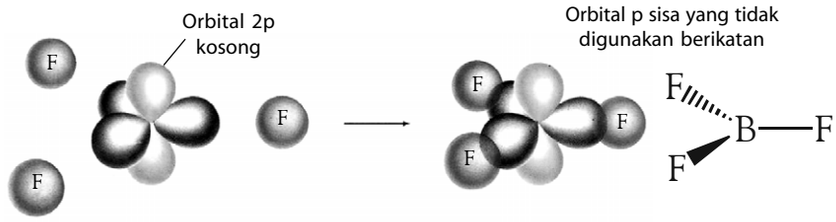
Pembentukan orbital hibrida sp^2 ditunjukkan pada gambar berikut.



Gambar 2.12
Pembentukan orbital hibrida sp^2. Hibridisasi satu orbital atom s dan dua orbital atom p membentuk orbital hibrida sp^2 dengan orientasi ruang trigonal planar dengan sudut masing-masing 120°.

Untuk membentuk tiga ikatan yang setara, atom boron harus menyediakan tiga orbital setengah penuh. Hal ini dapat dicapai melalui hibridisasi orbital 2s dan dua orbital 2p membentuk orbital hibrida sp^2. Oleh karena ketiga orbital setara maka struktur yang terbentuk trigonal planar yang simetri. Masing-masing elektron valensi dalam orbital hibrida sp^2 tidak berpasangan dengan spin sejajar (aturan Hund).

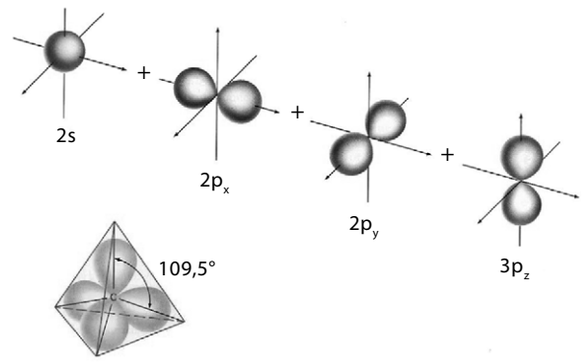
Molekul BF_3 dibentuk melalui tumpang tindih orbital hibrida sp^2 dari boron dan orbital $2p_z$ dari fluorin membentuk tiga orbital ikatan sigma terlokalisasi. Bentuk molekul BF_3 yang terbentuk adalah trigonal planar, seperti ditunjukkan pada gambar berikut.



Gambar 2.13
Pembentukan ikatan dalam BF_3. Setiap ikatan B–F dibentuk dari tumpang tindih antara orbital sp^2 dari boron dan orbital $2p_z$ dari fluorin. Tiga orbital ikatan B–F terlokalisasi membentuk molekul BF_3 dengan struktur trigonal planar.

c. Struktur Tetrahedral

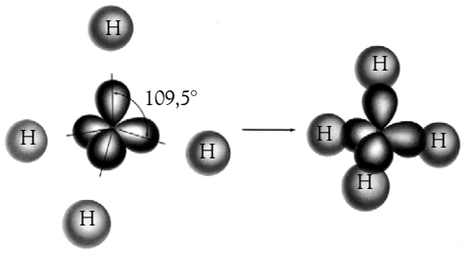
Orbital hibrida sp^3 dapat dibentuk melalui kombinasi orbital s dan tiga orbital p. Orbital sp^3 yang dibentuk ekuivalen dalam ukuran maupun tingkat energinya. Akibatnya, keempat orbital hibrida sp^3 membentuk tetrahedral yang simetris di sekitar atom pusat dan molekul yang dibentuk melalui orbital hibrida sp^3 memiliki struktur tetrahedral. Orientasi orbital hibrida sp^3 ditunjukkan pada **Gambar 2.14** berikut.



Gambar 2.14
Hibridisasi orbital 2s dan tiga orbital 2p membentuk orbital hibrida sp^3. Keempat orbital hibrida sp^3 setara satu sama lain. Hal ini mendorong geometri elektron pada atom pusat membentuk struktur tetrahedral dengan sudut 109,5°.

Oleh karena keempat orbital setara maka struktur yang terbentuk adalah tetrahedral. Masing-masing elektron valensi dalam orbital hibrida sp^3 tidak berpasangan dengan spin sejajar (aturan Hund).

Molekul CH_4 dibentuk melalui tumpang tindih orbital hibrida sp^3 dari atom C dan orbital 1s dari atom H membentuk empat orbital ikatan sigma terlokalisasi. Bentuk molekul CH_4 adalah tetrahedral, sama seperti struktur orbital hibrida sp^3 (lihat **Gambar 2.15**).



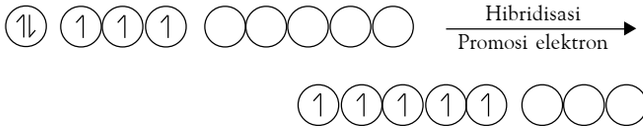
Gambar 2.15
Empat orbital ikatan terlokalisasi dalam CH_4 dibentuk melalui tumpang tindih orbital hibrida sp^3 pada atom C dan 1s dari atom H.

Sebagaimana diramalkan oleh teori domain elektron, bentuk molekul CH_4 tetrahedral dan keempat ikatan C–H setara. Keempat orbital ikatan terlokalisasi dalam CH_4 dibentuk melalui tumpang tindih orbital sp^3 dan orbital 1s dari atom hidrogen.

d. Struktur Trigonal Bipiramidal dan Oktahedral

Struktur trigonal bipiramidal dan oktahedral merupakan kasus menarik dalam teori ikatan valensi dengan hibridisasinya. Orbital hibrida yang terbentuk melibatkan orbital-d dan senyawa yang terbentuk tergolong superoktet. Contoh molekul dengan bentuk trigonal bipiramidal adalah PCl_5 dan contoh molekul oktahedral adalah SF_6.

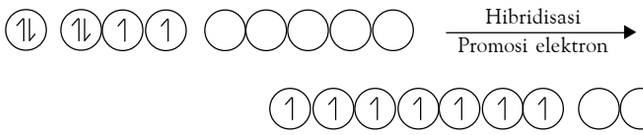
Tinjau molekul PCl_5 dengan atom P sebagai atom pusat. Konfigurasi elektronnya: ${}_{15}P$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3\ 3d^0$. Hibridisasi satu orbital 3s, tiga orbital 3p dan satu orbital 3d menghasilkan lima orbital hibrida sp^3d dengan struktur trigonal bipiramidal yang simetris. Kelima orbital hibrida sp^3d memiliki sifat-sifat menarik sebab ada dua orbital hibrida yang tidak setara.



Orbital-orbital hibrida sp^3d membentuk dua susunan yang tidak setara. Susunan pertama terdiri atas tiga orbital hibrida ekuilateral yang setara dan susunan kedua terdiri dari dua orbital aksial yang setara. Kelima orbital ikatan P–Cl dibentuk melalui tumpang tindih setiap orbital hibrida sp^3d dengan orbital 3p dari atom klorin. Sepuluh elektron valensi menghuni lima orbital ikatan sigma terlokalisasi membentuk lima ikatan kovalen terlokalisasi.

Pada struktur oktahedral diperlukan enam orbital dengan elektron tidak berpasangan. Keenam orbital tersebut dibentuk melalui hibridisasi 1 orbital s, 3 orbital p, dan 2 orbital d membentuk orbital hibrida sp^3d^2.

Pada molekul SF_6, orbital pada kulit valensi atom S mengadakan hibridisasi membentuk orbital hibrida sp^3d^2 dengan struktur oktahedral.





Mahir Menjawab

Jumlah pasangan terikat atom pusat suatu molekul senyawa = 3, sedangkan pasangan elektron bebasnya = 0. Bentuk molekulnya adalah

B. Oktahedral
B. Trigonal planar
C. Tetrahedral
A. Trigonal bipiramidal
E. Linear

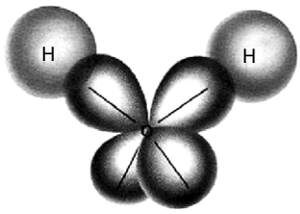
Pembahasan
Molekul yang stabil memiliki tolakan minimum antarpasangan elektronnya. Atom pusat dengan 3 pasang elektron terikat dan tanpa pasangan elektron bebas, memiliki tolakan minimum dalam bentuk geometri segitiga sama sisi.
Jadi, jawabannya (B)

Ebtanas 1995

Keenam orbital sp^3d^2 bertumpang tindih dengan orbital 2p dari atom fluorin membentuk enam ikatan S–F terlokalisasi yang setara dengan struktur oktahedral.

Kegiatan Inkuiri

1. Gambarkan proses pembentukan orbital-orbital sp^3d pada atom fosfor. Gambarkan juga pembentukan ikatan valensi antara orbital sp^3d dengan 3p dari atom klorin.
2. Gambarkan proses pembentukan orbital-orbital sp^3d^2 pada atom belerang. Gambarkan juga pembentukan ikatan valensi antara orbital sp^3d^2 dengan 2p dari atom fluorin.

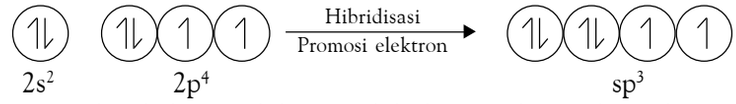


Gambar 2.16
Struktur orbital hibrida sp^3 pada atom oksigen dalam H_2O. Dua orbital ikatan O-H dibentuk melalui tumpang tindih dua orbital sp^3 dari atom O dan orbital 1s dari atom H membentuk ikatan sigma terlokalisasi. Dua orbital sp^3 lainnya dihuni oleh dua pasang elektron bebas.

4. Hibridisasi dalam Molekul yang Memiliki Pasangan Elektron Bebas

Bagaimanakah hibridisasi dalam molekul yang memiliki pasangan elektron bebas pada atom pusatnya, misalnya H_2O dan NH_3. Hal ini dapat dijelaskan dengan orbital hibrida sp^3 pada atom pusatnya.

Tinjau molekul H_2O dengan atom O sebagai atom pusat:



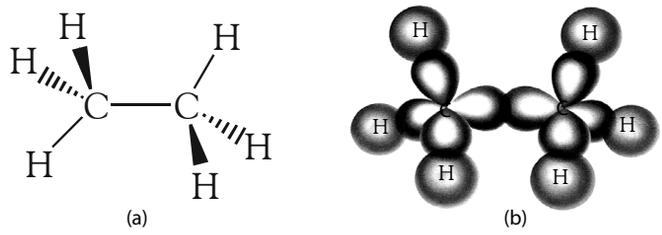
Dua orbital ikatan dalam molekul H_2O dapat dipandang sebagai tumpang tindih orbital 1s dari atom H dan satu orbital sp^3 dari atom O membentuk dua orbital ikatan sigma O–H. Bentuk struktur orbital hibrida sp^3 yang terjadi dalam molekul H_2O dapat diperhatikan pada **Gambar 2.16**.

Terdapat delapan elektron valensi dalam molekul H_2O, enam dari atom O dan dua dari atom H. Empat elektron valensi menghuni dua orbital ikatan sigma O–H. Empat elektron lainnya menghuni dua orbital sp^3 yang tidak berikatan dan membentuk dua pasang elektron bebas pada atom oksigen.

Menurut teori domain elektron, sudut ikatan H–O–H dalam molekul H_2O lebih kecil dari sudut tetrahedral murni sebab pasangan elektron bebas menolak lebih kuat terhadap pasangan elektron ikatan sehingga terjadi distorsi bentuk molekul dari tetrahedral murni. Jadi, jelas bahwa dalam molekul H_2O terjadi hibridisasi sp^3 pada atom oksigen.

5. Hibridisasi dalam Senyawa Hidrokarbon

Apakah hibridisasi terjadi pada senyawa karbon, khususnya ikatan pada karbon-karbon? Tinjau molekul etana (C_2H_6) dengan struktur molekul ditunjukkan berikut.



(a) (b)

Gambar 2.17
(a) Struktur molekul etana
(b) Struktur orbital pada molekul etana.

Bentuk molekul etana dapat dijelaskan dengan orbital hibrida sp^3 pada kedua atom karbon. Ikatan C–C dibentuk melalui tumpang tindih antara orbital sp^3 dan orbital sp^3 dari masing-masing atom karbon. Enam ikatan C–H dibentuk melalui tumpang tindih orbital sp^3 sisa dan orbital 1s dari atom H. Struktur orbital pada molekul etana ditunjukkan pada **Gambar 2.17b**.

Ikatan yang terbentuk antara karbon-karbon maupun karbon-hidrogen adalah ikatan sigma yang terlokalisasi. Sehingga, akibat dari ikatan sigma yang terlokalisasi tersebut akan membentuk struktur tetrahedral murni.

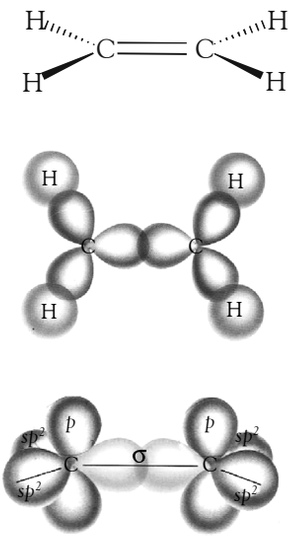
a. Hibridisasi dalam Ikatan Rangkap Dua

Salah satu molekul paling sederhana yang mengandung ikatan rangkap dua karbon-karbon adalah etena (C_2H_4). Atom-atom pada etena terletak pada satu bidang datar dan masing-masing atom karbon berikatan dengan dua atom lain membentuk struktur trigonal planar.

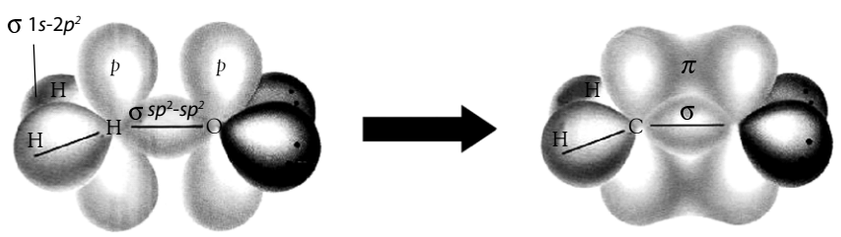
Oleh karena masing-masing atom karbon membentuk trigonal planar, hal ini menandakan terbentuknya orbital hibrida sp^2 pada setiap atom karbon. Oleh karena itu, ikatan dalam etena dapat dijelaskan dengan orbital hibrida sp^2. Setiap atom karbon masing-masing mengikat dua atom hidrogen melalui tumpang tindih orbital hibrida sp^2 dan orbital 1s. Ikatan yang dibentuk semuanya berikatan sigma.

Ikatan antara karbon-karbon ada dua macam. Pertama orbital sp^2 dari masing-masing atom karbon bertumpang tindih membentuk ikatan sigma C–C, seperti ditunjukkan pada **Gambar 2.18**.

Pada masing-masing atom karbon masih tersisa satu orbital hibrida sp^2 yang belum digunakan berikatan dengan orientasi tegak lurus terhadap bidang H–C–H. Kedua orbital hibrida sp^2 ini, kemudian bertumpang tindih lagi membentuk ikatan kedua. Ikatan ini dinamakan ikatan pi (π). Jadi, ikatan rangkap dalam etilen dibangun oleh ikatan sigma dan ikatan pi, seperti ditunjukkan pada **Gambar 2.19** berikut.



Gambar 2.18
Tumpang tindih orbital hibrida sp^2–sp^2 membentuk ikatan-σ karbon-karbon.



Gambar 2.19
Pembentukan ikatan rangkap dua antara C dan C pada etena
Ikatan berada dipusat sumbu ikatan, sedangkan ikatan berada di atas dan di bawah sumbu ikatan, keduanya membentuk ikatan rangkap dua.

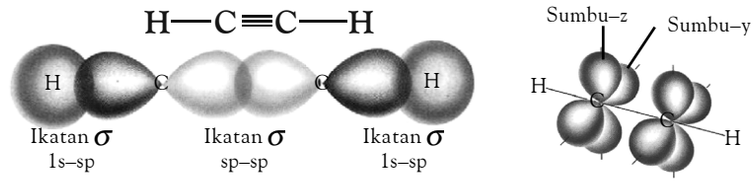
b. Hibridisasi dalam Ikatan Rangkap Tiga

Senyawa karbon yang mengandung ikatan rangkap tiga cukup banyak. Salah satu contoh yang paling sederhana adalah etuna (C_2H_2) atau disebut asetilen. Menurut teori domain elektron, bentuk molekul asetilen adalah linear. Oleh karena itu, orbital-orbital dalam atom karbon membentuk orbital hibrida sp.

Untuk memahami ikatan dalam molekul asetilen dapat dijelaskan dalam dua tahap. Pertama terjadi tumpang tindih dua orbital sp dari masing-masing atom karbon untuk membentuk orbital ikatan sigma C–C, kemudian orbital hibrida sp yang satunya lagi bertumpang tindih dengan orbital 1s dari atom hidrogen membentuk dua ikatan sigma C–H, seperti ditunjukkan pada **Gambar 2.20** berikut.

Kata Kunci

- Ikatan pi
- Ikatan sigma
- Terdelokalisasi

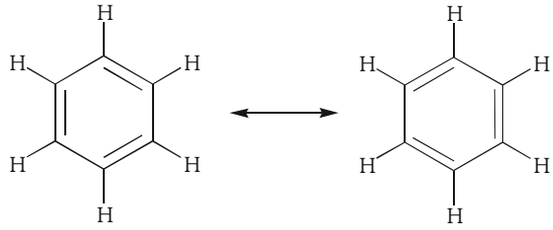


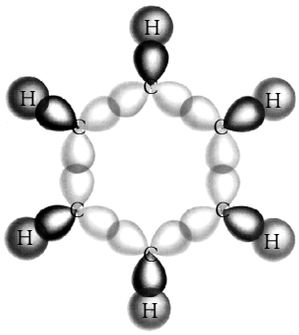
Gambar 2.20
Kerangka ikatan dalam asetilen. Orbital ikatan C–C hasil dari tumpang tindih dua orbital hibrida sp. Dua orbital ikatan C–H hasil dari tumpang tindih orbital sp dan 1s dari hidrogen.

Dua orbital 2p sisa pada masing-masing atom karbon saling tegak lurus terhadap sumbu H–C≡C–H, seperti ditunjukkan pada **Gambar 2.20**. Kedua orbital ini dapat bertumpang tindih membentuk dua orbital ikatan pi. Jadi, dalam molekul asetilen ada lima ikatan, tiga ikatan sigma dan dua ikatan pi.

c. Hibridisasi dalam Molekul Benzena

Terdapat sejumlah molekul yang memiliki ikatan π . Salah satu contoh yang penting adalah molekul benzena (C_6H_6). Molekul benzena secara prinsip memiliki dua bentuk resonansi yang dapat diungkapkan dalam bentuk hibrida resonansi, yaitu:



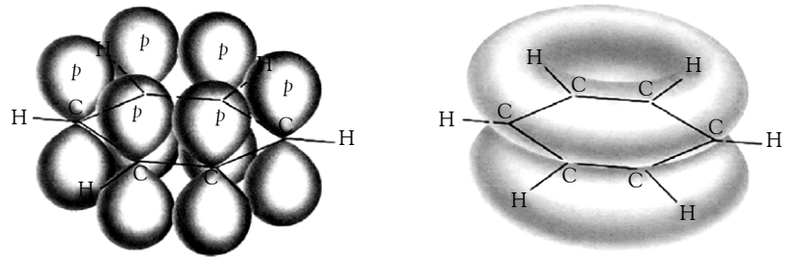


Gambar 2.21
Tumpang tindih orbital hibrida sp^2–sp^2 dalam molekul benzena membentuk ikatan sigma.

Bentuk molekul benzena adalah heksagonal datar, sedangkan struktur pada setiap atom karbon dalam benzena adalah trigonal planar dengan sudut ikatan 120° maka dapat diduga bahwa hibridisasi yang terjadi pada atom karbon adalah sp^2.

Orbital hibrida sp^2 yang pertama digunakan berikatan dengan orbital 1s dari atom hidrogen. Dua orbital hibrida sp^2 yang lain digunakan untuk berikatan dengan orbital sp^2 dari atom-atom karbon yang berdampingan. Semua ikatan yang dibentuk adalah ikatan sigma, seperti ditunjukkan pada **Gambar 2.21**.

Setiap atom karbon memiliki orbital 2p sisa yang tegak lurus terhadap bidang heksagonal, seperti ditunjukkan pada **Gambar 2.22**. Keenam orbital 2p tersebut bertumpang tindih membentuk tiga ikatan pi. Ikatan pi ini tidak diasosiasikan dengan setiap pasang atom karbon tertentu melainkan orbital-orbital tersebut membentuk **orbital terdelokalisasi**.



Gambar 2.22
Tumpang tindih orbital 2p yang tidak digunakan dalam hibridisasi membentuk ikatan phi (Ikatan phi dalam benzena menjadikan elektron-elektron terdelokalisasi dalam molekul benzena).

Terdapat tiga puluh elektron valensi dalam senyawa benzena. Sebanyak 24 elektron valensi menghuni 12 orbital ikatan sigma dan 6 elektron valensi menghuni 3 orbital ikatan pi menghasilkan kerapatan muatan elektron total, seperti ditunjukkan pada **Gambar 2.22**.

Tes Kompetensi Subbab C

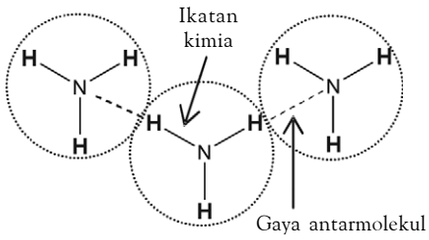
Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Jelaskan kembali apa yang dimaksud dengan hibridisasi orbital-orbital atom? Apakah yang dimaksud dengan promosi elektron?
2. Apakah yang dimaksud dengan orbital hibrida sp^3? Bagaimanakah tingkat energi orbital sp^3 dibandingkan dengan tingkat energi orbital-s dan orbital-p pembentuk sp^3?
3. Jelaskan proses hibridisasi yang terjadi pada atom pusat P dalam molekul PCl_3 dan gambarkan struktur orbital hibrida yang terbentuk. Gambarkan juga pembentukan ikatan dalam molekul PCl_3 antara orbital hibrida dan orbital klorin.
4. Mengapa pembentukan orbital hibrida pada atom fosfor dan belerang tidak melibatkan orbital 4s, tetapi melibatkan orbital 3d? Jelaskan.
5. Mengapa atom fosfor dapat membentuk molekul PCl_5, sedangkan atom nitrogen tidak dapat membentuk NH_5 atau NCl_5, padahal keduanya berada dalam golongan yang sama? Jelaskan berdasarkan pendekatan hibridisasi.
6. Jelaskan proses hibridisasi pada atom xenon dalam molekul XeF_6. Orbital hibrida apakah yang terbentuk?
7. Jelaskan proses hibridisasi yang terjadi dalam molekul HCN. Gambarkan struktur orbital dalam molekul tersebut.

D. Gaya Antarmolekul

Gaya antarmolekul adalah gaya aksi di antara molekul-molekul yang menimbulkan tarikan antarmolekul dengan berbagai tingkat kekuatan. Pada suhu tertentu, kekuatan tarikan antarmolekul menentukan wujud zat, yaitu gas, cair, atau padat.

Kekuatan gaya antarmolekul lebih lemah dibandingkan ikatan kovalen maupun ikatan ion. Ikatan kimia dan gaya antarmolekul memiliki perbedaan. Ikatan kimia merupakan gaya tarik menarik di antara atom-atom yang berikatan, sedangkan gaya antarmolekul merupakan gaya tarik menarik di antara molekul (perhatikan **Gambar 2.23**).



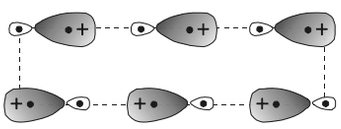
Gambar 2.23
Gaya antarmolekul adalah gaya yang lebih lemah dibandingkan ikatan kimia.

Ada tiga jenis gaya antarmolekul, yaitu gaya dipol-dipol, gaya London, dan ikatan hidrogen. Gaya dipol-dipol dan gaya London dapat dianggap sebagai satu jenis gaya, yaitu gaya van der Waals.

1. Gaya Dipol-Dipol

Gaya dipol-dipol adalah gaya yang terjadi di antara molekul-molekul yang memiliki sebaran muatan tidak homogen, yakni molekul-molekul dipol atau molekul polar. Molekul-molekul polar memiliki dua kutub muatan yang berlawanan. Oleh karena itu, di antara molekul-molekulnya akan terjadi antaraksi yang disebabkan kedua kutub muatan yang dimilikinya.

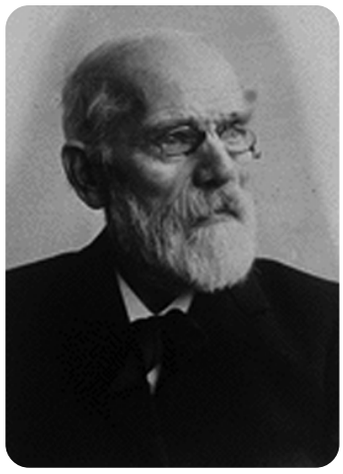
Pada antaraksi dipol-dipol, ujung-ujung parsial positif suatu molekul mengadakan tarikan dengan ujung-ujung parsial negatif dari molekul lain yang mengakibatkan orientasi molekul-molekul sejajar, seperti ditunjukkan pada **Gambar 2.24**.



Gambar 2.24
Gaya dipol-dipol permanen

Sekilas Kimia

Johannes Diderik van der Waals (1837–1923)



Sumber: *http://nobelprize.org*

Johannes Diderik van der Waals adalah seorang ilmuwan berkebangsaan Belanda yang lahir pada 23 November 1837 di Layden. Salah satu penemuannya adalah mengenai gaya antarmolekul yang sekarang dikenal sebagai gaya van der Waals. Konsep mengenai gaya antarmolekul ini diajukannya ketika ia meneliti keberadaan suhu kritis pada gas.

Pada waktu senggangnya van der Waals menghabiskan waktu dengan membaca dan berjalan-jalan. Dia meninggal pada 8 Maret 1923 di Amsterdam.

Sumber: *http://nobelprize.org*

Tarikan dipol-dipol memengaruhi sifat-sifat fisik senyawa, seperti titik leleh, kalor peleburan, titik didih, kalor penguapan, dan sifat fisik lainnya. **Tabel 2.2** menunjukkan perbandingan sifat-sifat senyawa untuk massa molekul yang relatif sama dengan berbagai gaya antarmolekul.

Tabel 2.2 Sifat Fisika Molekul Hidrida Periode ke-4

Sifat-Sifat Fisika	SiH_4	PH_3	H_2S
Kepolaran	Nonpolar	Polar	Polar
Wujud	Gas	Gas	Gas
Massa molekul	32,09	34,0	34,08
Titik leleh (°C)	–185	–134	–85,6
Titik didih (°C)	–111	–87,8	–60,8
Kalor lebur (kJ mol^{-1})	0,66	1,13	2,38
Kalor uap (kJ mol^{-1})	13	14,6	18,7
Momen dipol	0	0,55	1,10

Sumber: *Chemistry with Inorganic Qualitative Analysis,* 1989

Simak sifat-sifat fisika SiH_4, PH_3, dan H_2S pada **Tabel 2.2** tersebut. Senyawa-senyawa tersebut memiliki massa molekul relatif yang sama. Molekul SiH_4 bersifat nonpolar, memiliki titik leleh dan titik didih paling tinggi serta kalor peleburan dan kalor penguapan juga rendah. Molekul H_2S memiliki momen dipol dua kali dari PH_3 dan sesuai ramalan bahwa sifat-sifat fisika H_2S lebih tinggi PH_3 dan SiH_4.

Mengapa molekul polar memiliki sifat-sifat fisika yang relatif lebih tinggi dibandingkan dengan molekul nonpolar untuk massa yang tidak berbeda jauh? Sebagai contoh, tinjau titik didih. Titik didih berhubungan dengan energi yang diperlukan untuk memutuskan gaya antaraksi antarmolekul (bukan memutuskan ikatan kimia antaratom). Semakin kuat gaya antaraksi antarmolekul, semakin besar energi yang diperlukan untuk memutuskannya. Dengan kata lain, semakin tinggi titik didihnya. Hal ini menunjukkan bahwa dalam molekul polar terjadi gaya antaraksi yang relatif lebih kuat dibandingkan dalam molekul nonpolar.

Kegiatan Inkuiri

1. Simpulkan dengan kalimat Anda sendiri hubungan kepolaran molekul dengan sifat-sifat fisika yang ditimbulkannya.
2. Diskusikan dengan teman Anda, apa yang dimaksud momen dipol?
3. Diskusikan dengan teman Anda, bagaimana menjelaskan kalor penguapan dan kalor peleburan molekul polar lebih tinggi dari molekul nonpolar?

2. Gaya London

Gaya London adalah gaya yang terjadi pada atom atau molekul, baik polar maupun nonpolar. Gaya London atau disebut juga gaya dispersi, yaitu gaya yang timbul akibat dari pergeseran sementara (dipol sementara) muatan elektron dalam molekul homogen. Dalam ungkapan lain, dapat dikatakan bahwa gaya London terjadi akibat kebolehpolaran atau distorsi "awan elektron" dari suatu molekul membentuk dipol sementara (molekul polar bersifat dipol permanen).

Mengapa awan elektron dapat terdistorsi? Hal ini dapat dijelaskan sebagai berikut.

a. Pada sekumpulan besar molekul, setiap saat selalu terjadi tumbukan antarmolekul, tumbukan ini menimbulkan dipol sementara membentuk

muatan parsial positif pada salah satu ujung molekul dan muatan parsial negatif pada ujung yang lain (terdistorsi).

b. Molekul-molekul yang terdistorsi selanjutnya menginduksi molekul lain membentuk dipol terinduksi.

c. Akibat terbentuk dipol sementara pada sejumlah molekul yang bertumbukan dan menginduksi sejumlah molekul lain membentuk dipol terinduksi, menimbulkan gaya tarik-menarik di antara molekul-molekul tersebut. Gaya tarik-menarik seperti ini dinamakan gaya London.

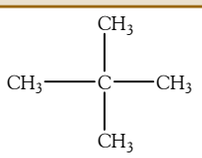
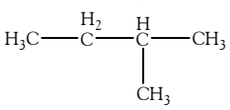
d. Gejala tersebut berlangsung secara terus menerus dan berimbas kepada molekul-molekul lain sehingga terjadi gaya London di antara molekul-molekul yang ada.

Dengan demikian, gaya London adalah gaya antaraksi antaratom atau molekul yang memiliki dipol sementara dengan jarak yang sangat berdekatan satu sama lain. Kekuatan gaya London dipengaruhi oleh ukuran, bentuk molekul, dan kemudahan distorsi dari awan elektron.

Sentuhan di antara atom atau molekul dengan luas permukaan sentuhan besar menghasilkan peluang lebih besar membentuk dipol sementara dibandingkan bidang sentuh yang relatif kecil. Semakin besar luas permukaan bidang sentuh molekul, semakin besar peluang terjadinya dipol sementara.

Bagaimanakah bentuk molekul yang memiliki peluang lebih besar terjadi gaya London? Untuk menjawab pertanyaan ini, simak **Tabel 2.3** berikut yang menyajikan hubungan bentuk molekul dan peluang terjadinya gaya London.

Tabel 2.3 Titik Didih Beberapa Senyawa Nonpolar

Keadaan	Nama Senyawa	Rumus Struktur	Titik Didih (°C)
Massa molekul sama, bentuk molekul yang sperik (bulat) menurun	Neopentana		9,5
	Isopentana		28
	n–pentana	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$	36
Bentuk molekul serupa, massa molekul meningkat	Metana	CH_4	–161
	Etana	CH_3CH_3	–88,6
	n–propana	$CH_3CH_2CH_3$	–44,5
	n–butana	$CH_3CH_2CH_2CH_3$	–0,5

Sumber: *Chemistry with Inorganic Qualitative Analysis,* 1989

Apakah yang dapat Anda simpulkan dari data tersebut? Perhatikan tingkat speritas molekul. Oleh karena neopentana lebih sperik dari molekul yang lain maka bidang sentuhnya paling kecil sehingga peluang terciptanya gaya London relatif kecil. Akibatnya, gaya tarik antarmolekul lemah. Hal ini ditunjukkan oleh titik didih yang relatif rendah.

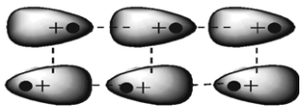
Di antara bentuk molekul yang serupa, gaya London meningkat dengan bertambahnya jumlah elektron atau dengan bertambahnya massa molekul. Butana memiliki jumlah elektron lebih rumit dibandingkan molekul lain sehingga gaya Londonnya lebih besar. Ini ditunjukkan oleh titik didihnya yang paling tinggi.



Molekul-molekul bertumbukan (dapat disebabkan oleh suhu atau tekanan tinggi)



Molekul-molekul terdistorsi membentuk dipol sementara (kulit valensi elektron terdistorsi ke arah yang berlawanan dengan muka yang bertumbukan)



Molekul-molekul lain terinduksi membentuk dipol terinduksi (Adanya dipol sementara dan dipol terinduksi menimbulkan gaya antaraksi di antara molekul-molekul)

Kata Kunci

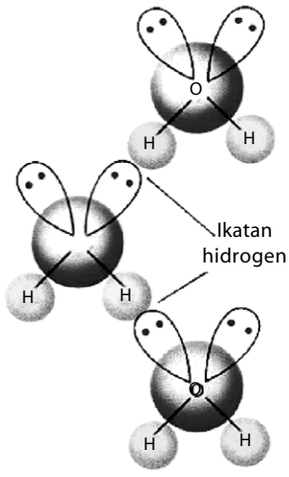
- Antaraksi
- Awan elektron
- Bertumbukan
- Dipol
- Distorsi
- Gaya London
- Gaya van der Waals
- Ikatan hidrogen
- Menginduksi

3. Ikatan Hidrogen

Senyawa yang mengandung atom hidrogen dan atom yang memiliki keelektronegatifan tinggi, seperti fluorin, klorin, nitrogen, dan oksigen dapat membentuk senyawa polar, mengapa? Pada molekul polar, pasangan elektron ikatan yang digunakan bersama lebih tertarik ke arah atom dengan keelektronegatifan tinggi. Akibatnya, atom hidrogen menjadi lebih bermuatan positif. Akibat dari gejala tersebut, atom hidrogen dalam molekul polar seolah-olah berada di antara atom-atom elektronegatif.

Apa yang akan terjadi jika atom hidrogen yang bermuatan parsial positif berantaraksi dengan atom-atom pada molekul lain yang memiliki muatan parsial negatif dan memiliki pasangan elektron bebas. Anda pasti menduga akan terjadi antaraksi di antara molekul-molekul tersebut sebab molekulnya polar.

Jika hanya antaraksi akibat kepolaran maka molekul H_2S dan H_2O memiliki sifat fisik yang relatif sama sebab keduanya polar. Akan tetapi, fakta menunjukkan bahwa pada suhu kamar, H_2O berwujud cair dan H_2S berwujud gas. Apa yang salah dengan konsep kepolaran? Konsep kepolaran tidak salah, tetapi ada faktor lain selain kepolaran. Berdasarkan hasil pengamatan, dalam senyawa-senyawa polar yang mengandung atom hidrogen ada antaraksi yang lebih kuat dibandingkan antaraksi dipol maupun gaya London. Antaraksi ini dinamakan ikatan hidrogen (perhatikan **Gambar 2.25**).



Gambar 2.25
Antaraksi antarmolekul air

Ikatan hidrogen terbentuk pada senyawa-senyawa polar yang mengandung atom H dan atom yang memiliki keelektronegatifan tinggi, seperti F, O, N, dan Cl. Atom-atom yang memiliki keelektronegatifan tinggi akan menarik pasangan elektron ikatan lebih kuat sehingga kulit valensi elektron pada atom hidrogen seperti terkelupas, dan inti atom hidrogen yang bermuatan positif seolah-olah berada di permukaan molekul.

Semakin tinggi skala keelektronegatifan atom yang mengikat atom hidrogen, semakin besar peluangnya untuk membentuk ikatan hidrogen.

Contoh:
Belerang dan oksigen memiliki keelektronegatifan S = 2,5 dan O = 3,5. Oleh karena keelektronegatifan atom oksigen lebih tinggi maka peluang terjadinya ikatan hidrogen sangat besar. Hal ini terbukti dengan tingginya titik leleh dan titik didih H_2O dibandingkan H_2S.

Dengan hadirnya ikatan hidrogen dalam suatu senyawa menimbulkan pengaruh terhadap sifat-sifat fisik senyawa tersebut, seperti ditunjukkan oleh senyawa hidrida nonlogam pada **Tabel 2.4**.

Tabel 2.4 Sifat Fisik Senyawa Hidrida Nonlogam

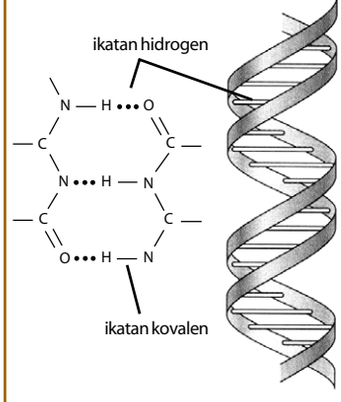
Sifat-Sifat	NH_3	PH_3	H_2O	H_2S	HF	HCl
Kepolaran	Polar	Polar	Polar	Polar	Polar	Polar
Wujud	Gas	Gas	Cair	Gas	Asap	Gas
Massa molekul	17,03	34,0	18,02	34,08	20,01	36,46
Titik leleh°C	–78	–134	0,0	–85,6	–83,0	–114
Titik didih°C	–33	–87,8	100,0	–60,8	19,5	–84,9
Kalor lebur(kJ mol^{-1})	5,52	1,13	6,02	2,38	4,56	1,99
Kalor uap(kJ mol^{-1})	23,3	14,6	40,7	18,7	25,6	16,1

Sumber: *Chemistry with Inorganic Qualitative Analysis,* 1989

Sekilas Kimia

Ikatan Hidrogen pada DNA

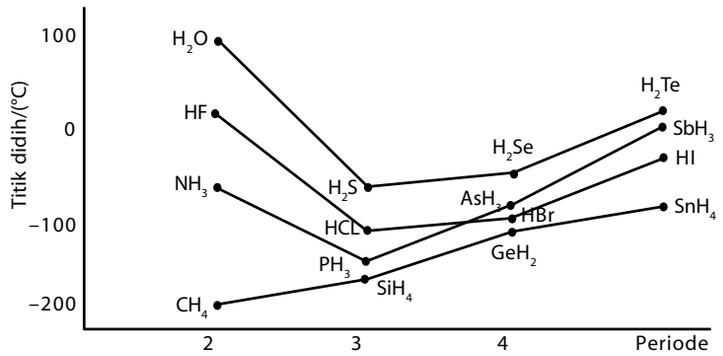
DNA, pembawa informasi genetika (memungkinkan informasi genetika terwariskan) adalah molekul yang berukuran sangat besar, terdiri atas dua utas rantai yang saling berhadapan membentuk rantai ganda berpilin. Rantai ganda berpilin ini terbentuk karena adanya ikatan hidrogen antara kedua utas rantai penyusun DNA. Oleh karena kekuatan ikatan hidrogen lebih kecil dari ikatan kovalen atom-atom penyusun rantai maka kedua utas rantai DNA dapat dipisahkan dan mengalami replikasi (penggandaan DNA).



Sumber: *Introductory Chemistry,* 1997

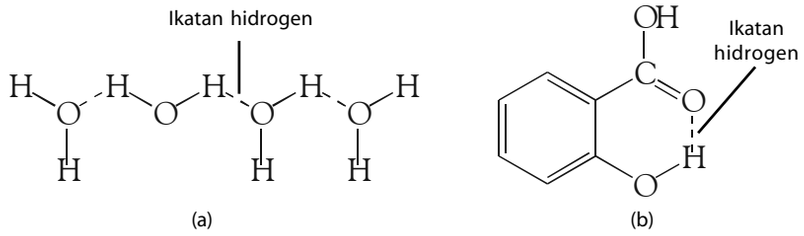
Tabel 2.5 menunjukkan sifat-sifat fisik senyawa hidrida periode ke- 2 dan periode ke-3 dalam tabel periodik. Periode ke-2, yaitu NH_3, H_2O, dan HF, sedangkan periode ke-3, yaitu PH_3, H_2S, dan HCl. Pasangan seperti NH_3–PH_3; H_2O–H_2S; dan HF–HCl berasal dari golongan yang sama dalam tabel periodik. Dari pasangan tersebut, NH_3, H_2O, dan HF memiliki massa molekul lebih kecil, tetapi memiliki titik leleh dan titik didih lebih tinggi dibandingkan senyawa yang segolongan (lihat grafik pada **Gambar 2.26**).

Hal ini menunjukkan adanya ikatan hidrogen pada molekul NH_3, H_2O, dan HF, sedangkan pada molekul hidrida di bawahnya tidak terjadi ikatan hidrogen.



Gambar 2.26
Kurva titik didih senyawa hidrida nonlogam

Ada dua macam ikatan hidrogen, yaitu ikatan hidrogen antarmolekul (*intermolecule*) dan ikatan hidrogen dalam molekul itu sendiri (*intramolecule*) (perhatikan **Gambar 2.27**). Ikatan hidrogen antarmolekul adalah ikatan antara dua atau lebih molekul, baik molekul yang sama maupun molekul berbeda. Misalnya, antarmolekul H_2O, NH_3, CH_3CH_2OH, HF, atau SiF_4. Ikatan hidrogen dalam molekul adalah ikatan antara dua gugus atom dalam suatu molekul, misalnya dalam asam benzoat.



Gambar 2.27
(a) Ikatan hidrogen dapat berupa ikatan antarmolekul
(b) Ikatan hidrogen dalam molekul

Contoh 2.4

Gaya Antarmolekul

Di antara senyawa berikut, manakah yang berpotensi memiliki ikatan hidrogen?

a. HBr
b. CH_4
c. CH_3COOH
d. CH_3OH

Jawab:

Syarat utama adanya ikatan hidrogen bahwa senyawa harus mengandung atom hidrogen. Kedua, atom yang mengikat hidrogen memiliki keelektronegatifan tinggi. Semua senyawa yang ditanyakan mengandung atom hidrogen, tetapi di antara senyawa itu, yang memiliki kelektronegatifan paling tinggi adalah O. Dengan demikian, senyawa yang berpotensi memiliki ikatan hidrogen adalah CH_3COOH dan CH_3OH. Ikatan hidrogen yang terjadi adalah antarmolekul (*intermolecular*).

Tes Kompetensi Subbab D

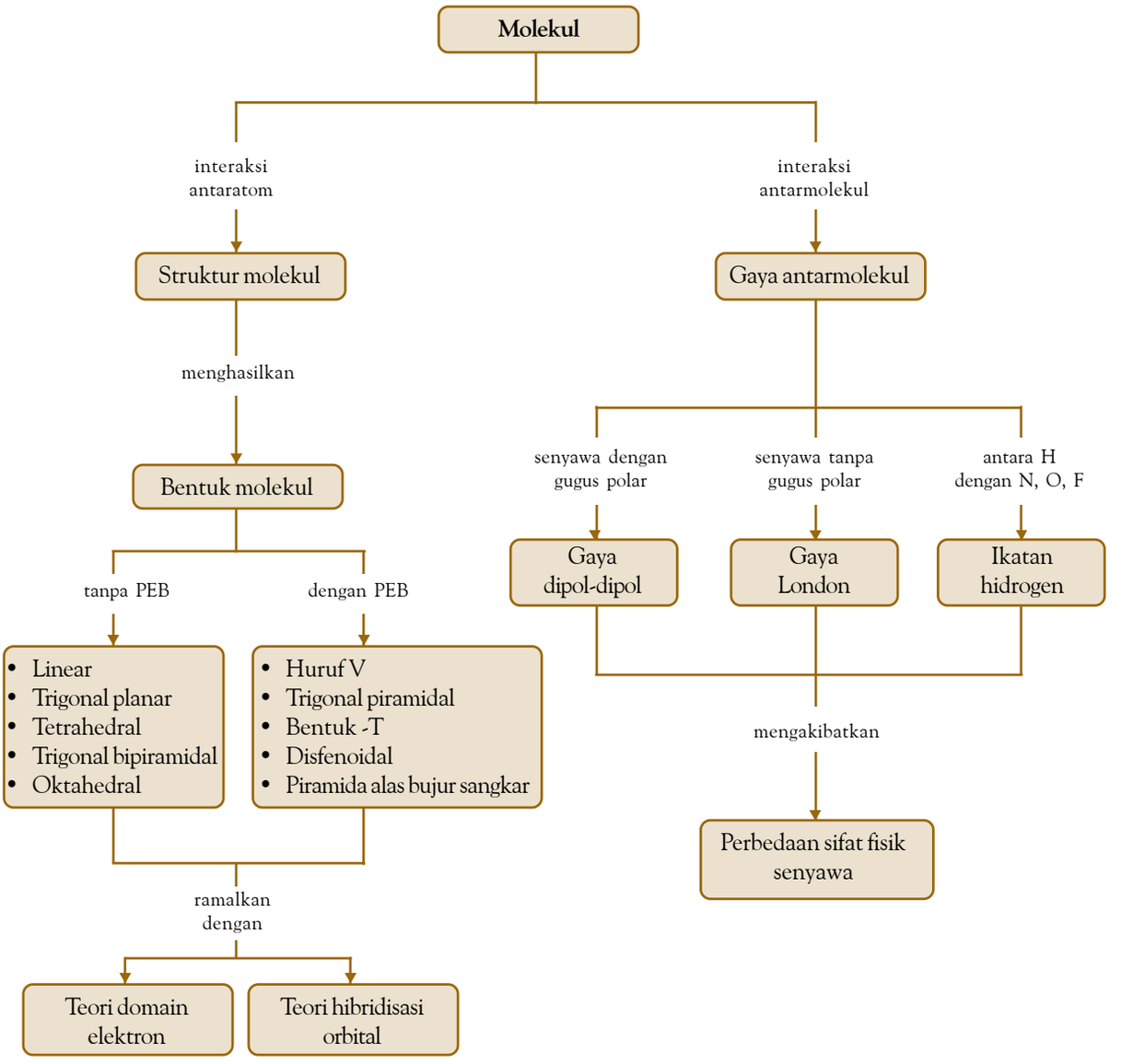
Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Molekul PCl_3 bersifat nonpolar, sedangkan $SOCl_2$ bersifat polar. Perkirakan titik leleh dan titik didih kedua senyawa tersebut? Manakah yang diharapkan lebih tinggi?
2. Apakah yang dimaksud gaya London? Jelaskan terciptanya gaya ini pada proses pencairan gas helium?
3. Semua molekul nonpolar dengan bentuk simetris seperti gas O_2 dan N_2 dapat dicairkan pada suhu titik embunnya. Bagaimana hal ini dapat terjadi?
4. Gas butana dalam bensin gas tampak berwujud cair. Ketika bensin gas dibuka, butana keluar dalam wujud gas, mengapa?
5. Definisikan dengan kalimat Anda sendiri, apakah yang dimaksud ikatan hidrogen?
6. Senyawa apa sajakah yang berpotensi membentuk ikatan hidrogen?
7. Molekul CH_4 dan SiH_4 mengandung atom hidrogen. Apakah terdapat ikatan hidrogen pada molekul tersebut? Jelaskan.

Rangkuman

1. Bentuk molekul ditentukan oleh jumlah ikatan setiap atom dan sudut ikatan di antara atom-atom.
2. Ada tujuh macam bentuk dasar molekul, yaitu linear, trigonal planar, bujur sangkar, tetrahedral, limas segitiga, trigonal bipiramidal, dan oktahedral.
3. Teori domain elektron dapat dipakai untuk meramalkan bentuk molekul berdasarkan pada tolakan antara pasangan elektron dalam kulit valensi atom pusat.
4. Jika dalam atom pusat terdapat pasangan elektron bebas sebanyak satu atau lebih, bentuk molekul yang dihasilkan dapat berubah dari bentuk dasarnya sebab pasangan elektron bebas memiliki kekuatan tolakan lebih kuat pasangan elektron lain .
5. Urutan kekuatan tolakan di antara pasangan elektron, yaitu PEB–PEB > PEB–PEI > PEI–PEI
6. Teori ikatan valensi dapat digunakan untuk mengevaluasi bentuk molekul berdasarkan pendekatan hibridisasi orbital atom.
7. Hibridisasi adalah pencampuran (kombinasi) orbital-orbital atom membentuk orbital hibrida dengan tingkat energi berada di antara orbital-orbital atom yang dihibridisasikannya.
8. Jenis hibridisasi pada kulit valensi atom pusat dapat ditentukan dari bentuk molekul. Hibridisasi sp terjadi pada molekul linear, sp^2 pada molekul trigonal planar, sp^3 pada molekul tetrahedral, dsp^3 pada molekul dwilimas segitiga, dan d^2sp^3 pada molekul tetrahedral.
9. Ikatan yang terjadi di antara orbital hibrida dengan orbital atom maupun orbital hibrida yang lain dinamakan ikatan sigma. Orbital atom yang tidak digunakan dalam hibridisasi jika digunakan untuk berikatan akan membentuk ikatan pi.
10. Wujud suatu materi, seperti gas, cair, dan padat ditentukan oleh gaya antarmolekul. Ada tiga jenis gaya, yaitu gaya dipol-dipol, gaya London, dan ikatan hidrogen. Gaya dipol-dipol dan gaya London tergolong gaya van der Waals.
11. Gaya dipol-dipol adalah antaraksi antara molekul-molekul yang memiliki kepolaran. Kepolaran dalam molekul terjadi akibat perbedaan skala keelektronegatifan atom yang membentuk molekul.
12. Gaya dispersi London yang disebabkan oleh adanya dipol sementara sebagai akibat tumbukan antaratom atau molekul yang berdekatan.
13. Gaya dipol yang lebih kuat terjadi pada molekul yang mengandung atom hidrogen terikat pada unsur dengan keelektronegatifan tinggi, seperti nitrogen, oksigen, atau fluorin. Gaya dipol yang dihasilkan dinamakan ikatan hidrogen.

Peta Konsep



Refleksi

Setelah mempelajari bab ini, Anda tentu dapat meramalkan bentuk molekul suatu senyawa. Selain itu, Anda juga telah mengetahui bagaimana terbentuknya gaya antarmolekul dan pengaruh adanya gaya antarmolekul terhadap sifat fisik molekul tersebut. Manfaat apa lagi yang Anda peroleh setelah mempelajari bab struktur dan gaya antarmolekul ini?

Jika terdapat kesulitan dalam mempelajari bab ini, Anda dapat mendiskusikannnya dengan guru Anda.

Evaluasi Kompetensi Bab 2

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Berikut yang dimaksud dengan sudut ikatan adalah
 A. sudut antara dua atom melalui atom pusat
 B. sudut antara atom-atom berikatan
 C. sudut ikatan di antara atom antarmolekul
 D. sudut-sudut elektron di dalam atom
 E. sudut yang saling tegak lurus dalam atom

2. Sudut ikatan yang terdapat dalam bentuk molekul trigonal planar adalah
 A. 60° D. 150°
 B. 90° E. 180°
 C. 120°

3. Sudut ikatan yang terdapat dalam bentuk molekul tetrahedral adalah
 A. 90° D. 135°
 B. 109,5° E. 180°
 C. 115,5°

4. Bentuk molekul yang memiliki dua buah sudut ikatan berbeda adalah
 A. bujur sangkar
 B. tetrahedral
 C. trigonal bipiramidal
 D. oktahedral
 E. dwilimas segiempat

5. Bentuk molekul berikut *tidak* dapat dibangun oleh molekul yang memiliki 5 buah atom adalah
 A. bujur sangkar
 B. tetrahedral
 C. trigonal bipiramidal
 D. oktahedral
 E. piramida alas bujur sangkar

6. Berdasarkan teori domain elektron, molekul yang diharapkan linear adalah
 A. BeH_2 D. NH_2
 B. OH_2 E. SO_2
 C. OF_2

7. Molekul dengan bentuk trigonal planar terdapat pada
 A. BCl_3 D. NO_2
 B. NH_3 E. SiH_4
 C. O_3

8. Molekul yang memiliki bentuk tetrahedral adalah
 A. SF_4 D. $POCl_3$
 B. XeF_4 E. C_2H_2
 C. H_2O_2

9. Bentuk molekul PF_3 adalah
 A. bujur sangkar
 B. tetrahedral
 C. bipiramid segitiga
 D. trigonal planar
 E. trigonal piramidal

10. Pasangan molekul yang memiliki bentuk molekul sama adalah
 A. SO_2 dan CO_2
 B. PH_3 dan BF_3
 C. CO_2 dan OF_2
 D. H_2O dan CO_2
 E. CO_2 dan $BeCl_2$

11. Molekul SiF_4 memiliki bentuk
 A. linear
 B. bujur sangkar
 C. tetrahedral
 D. oktahedral
 E. dwilimas alas segiempat

12. Senyawa XCl_3 memiliki momen dipol sama dengan nol. Geometri molekulnya adalah
 A. linear D. bujur sangkar
 B. tetrahedral E. trigonal planar
 C. piramida

13. Bentuk molekul dari ion karbonat (CO_3^{2-}) adalah
 A. linear D. trigonal planar
 B. tetrahedral E. segitiga piramida
 C. oktahedral

14. Menurut teori domain elektron, bentuk molekul CO_2, PCl_5, dan SF_6 adalah
 A. trigonal planar, tetrahedral, dan oktahedral
 B. linear, trigonal bipiramidal, dan oktahedral
 C. linear, tetrahedral, dan trigonal bipiramidal
 D. trigonal planar, trigonal bipiramidal, dan oktahedral
 E. tetrahedral, oktahedral, dan trigonal bipiramidal

15. Molekul NH_3 memiliki struktur ruang elektron dan struktur ruang molekul sebagai

	Struktur ruang elektron	Struktur ruang molekul
A.	trigonal planar	trigonal piramidal
B.	tetrahedral	tetrahedral
C.	trigonal planar	tetrahedral
D.	tetrahedral	trigonal planar
E.	tetrahedral	trigonal piramida

16. Unsur X dengan nomor atom 5 dan unsur Y dengan nomor atom 17 membentuk senyawa XY_3. Bentuk molekul senyawa ini adalah
 A. linear D. tetrahedral
 B. piramida E. bujur sangkar
 C. trigonal planar

17. Bentuk molekul dari ion sulfit (SO_3^{2-}) adalah
 A. linear
 B. tetrahedral
 C. bujur sangkar
 D. trigonal planar
 E. trigonal piramidal

18. Bentuk molekul ClO_3F adalah
A. linear
B. tetrahedral
C. bujur sangkar
D. nonlinear
E. trigonal planar

19. Senyawa yang memiliki dua pasang elektron bebas adalah
A. HCl
B. H_2O
C. NH_3
D. BCl_3
E. NaCl

20. Bentuk molekul dari ion metil (CH_3^+) adalah
A. linear
B. tetrahedral
C. trigonal piramidal
D. trigonal planar
E. segiempat

21. Unsur M memiliki struktur elektron terluar $s^2\ p^1$. Jika unsur itu membentuk molekul MX_3 maka hibridisasi yang terjadi pada unsur M adalah
A. s^2p
B. sp
C. sp^2
D. sp^3
E. dsp^3

22. Hibridisasi yang terjadi pada atom pusat C dalam molekul CH_4 adalah
A. sp
B. sp^2
C. sp^3
D. sp^3d
E. sp^3d

23. Unsur yang dapat membentuk hibrida sp^3d adalah yang memiliki konfigurasi elektron terluar
A. $2s^2\ 2p^3$
B. $2s^1\ 2p^3$
C. $3s^1\ 3p^3$
D. $3s^2\ 3p^3$
E. $3s^1\ 3p^2$

24. Orbital hibrida yang digunakan pada atom pusat S dalam ion SO_3^{2-} adalah
A. sp^3d^2
B. sp
C. sp^2
D. sp^3
E. dsp^2

25. Atom pusat M dalam molekul memiliki orbital hibrida dsp^3. Jika tiap orbital itu digunakan untuk mengikat suatu atom X pada atom pusat itu maka molekul yang dibentuk memiliki rumus
A. MX_2
B. MX_3
C. MX_4
D. MX_5
E. MX_6

26. Jumlah ikatan pi (π) yang terdapat dalam senyawa C_2Cl_2 adalah
A. 0
B. 1
C. 2
D. 3
E. 7

27. Senyawa berikut yang diharapkan memiliki gaya antarmolekul paling lemah adalah
A. HCl
B. He
C. NH_3
D. NF_3
E. H_2O

28. Berdasarkan pada kekuatan relatif gaya antarmolekul, urutan penurunan titik didih tiga zat berikut adalah
A. $CH_3OH > CH_4 > H_2$
B. $CH_3OH > H_2 > CH_4$
C. $CH_4 > CH_3OH > H_2$
D. $CH_4 > H_2 > CH_3OH$
E. $H_2 > CH_4 > CH_3OH$

29. Udara mengandung gas CO_2, H_2, Ne, N_2, H_2O. Jika udara dicairkan, yang terakhir mencair adalah
A. CO_2
B. He
C. N_2
D. H_2
E. H_2O

30. Titik didih NH_3 (–33°C) lebih tinggi daripada titik didih PH_3 (–87,7°C). Hal ini disebabkan
A. massa molekul NH_3 lebih tinggi dari PH_3
B. NH_3 senyawa ionik, PH_3 molekuler
C. gaya London untuk NH_3 lebih kuat
D. pada NH_3 terdapat ikatan hidrogen
E. NH_3 polar, PH_3 nonpolar

31. **EBTANAS 1998**:

Diketahui senyawa berikut:
1. $H_2O(\ell)$;
2. $NH_4Cl(aq)$;
3. $CH_4(g)$;
4. $HF(\ell)$;
5. $NH_3(\ell)$.

Kelompok senyawa yang memiliki ikatan hidrogen adalah
A. 1, 2, 3
B. 1, 3, 4
C. 1, 4, 5
D. 2, 3, 5
E. 3, 4, 5

32. Senyawa berikut yang *tidak* memiliki ikatan hidrogen antarmolekul adalah
A. C_2H_5OH
B. HF
C. H_2O
D. CH_3COOH
E. CCl_4

33. Senyawa berikut yang memiliki ikatan hidrogen intramolekul adalah
A. CH_3F
B. H_2O
C. C_6H_5COOH
D. H_2SO_4
E. HNO_3

34. Ikatan hidrogen paling kuat terdapat dalam senyawa
A. NH_3
B. H_2O
C. H_2S
D. HCl
E. HF

35. Pada tekanan 1 atm, air memiliki titik didih 100°C, sedangkan H_2Se memiliki titik didih –42°C. Gejala ini dapat dijelaskan dengan konsep
A. gaya van der Waals
B. ikatan kovalen
C. ikatan ionik
D. berat molekul
E. ikatan hidrogen

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Bentuk molekul apakah yang diharapkan pada molekul dengan rumus AB, AB_2, AB_3, dan AB_5?
2. Bagaimana pandangan dari teori domain elektron terhadap molekul yang memiliki ikatan rangkap dua dan ikatan rangkap tiga? Bagaimanakah pasangan elektron bebas diperlakukan?
3. Perkirakan struktur molekul untuk setiap senyawa berikut menurut teori domain elektron?
 a. CCl_4
 b. H_2Se
 c. AsF_3
 d. $AlCl_3$
 e. PF_5
4. Manakah di antara molekul berikut yang memiliki sudut ikatan 90^o?
 a. TeF_6
 b. $AsBr_5$
 c. GaI_3
 d. XeF_4
 e. NH_4^+
 f. PF_5
 g. $SiCl_4$
5. Apakah yang dimaksud dengan orbital hibrida? Bagaimana proses terbentuknya orbital tersebut?
6. Perkirakan bentuk molekul CO_2, BF_3, CH_4, PCl_5, dan SF_6 dengan menggunakan teori hibridisasi. Orbital hibrida apakah yang terbentuk?
7. Jelaskan terjadinya antaraksi antara dua dipol pada molekul? Apakah yang menyebabkan terjadinya gaya London? Faktor apakah yang menentukan kekuatan gaya London di antara molekul?
8. Apakah yang dimaksud dengan ikatan hidrogen? Atom-atom manakah yang dapat membentuk ikatan hidrogen?
9. Gaya antarmolekul apakah yang terdapat dalam senyawa berikut:
 a. CO_2
 b. $AsCl_5$
 c. $COCl_2$
 d. SeF_4
 e. BCl_3
 f. NOCl
10. Pilih zat dalam setiap kelompok senyawa berikut yang memiliki gaya antarmolekul paling besar.
 a. P_4, S_8, atau Cl_2 (pertimbangan massa)
 b. CO_2 atau SO_2 (perimbangan momen dipol)
 c. F_2 atau Ar (pertimbangan bentuk)
 d. CH_4 atau CCl_4 (pertimbangan massa)

Bab

3



Sumber: *Chemistry*, 2001

Sumber energi yang digunakan untuk bahan bakar berasal dari minyak bumi.

Termokimia

Hasil yang harus Anda capai:

memahami perubahan energi dalam reaksi kimia dan cara pengukurannya.

Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu:

- mendeskripsikan perubahan entalpi suatu reaksi, reaksi eksoterm, dan reaksi endoterm;
- menentukan ΔH reaksi berdasarkan percobaan, Hukum Hess, data perubahan entalpi pembentukan standar, dan data energi ikatan.

Energi merupakan sumber esensial bagi kehidupan manusia serta makhluk hidup lainnya. Makanan yang kita makan merupakan sumber energi yang memberikan kekuatan kepada kita untuk dapat bekerja, belajar, dan beraktivitas lainnya. Setiap materi mengandung energi dalam bentuk energi potensial dan energi kinetik. Kedua energi ini dinamakan energi internal. Jika energi yang terkandung dalam materi berubah maka perubahan energi dinamakan kalor. Perubahan energi (kalor) pada tekanan tetap dinamakan perubahan entalpi (ΔH).

Bagaimanakah perubahan entalpi suatu reaksi? Apakah reaksi eksoterm dan endoterm? Bagaimanakah menentukan ΔH reaksi berdasarkan percobaan? Anda dapat menjawabnya jika Anda mempelajari bab ini dengan baik.

A. Entalpi dan Perubahannya
B. Penentuan ΔH Reaksi secara Empirik
C. Penentuan ΔH Reaksi secara Semiempirik
D. Kalor bahan Bakar dan Sumber Energi

Tes Kompetensi Awal

1. Apakah yang Anda ketahui tentang reaksi eksoterm?
2. Apakah yang Anda ketahui tentang reaksi endoterm?
3. Tuliskan contoh reaksi eksoterm dan endoterm?

A. Entalpi dan Perubahannya

Setiap materi mengandung energi yang disebut energi internal (U). Besarnya energi ini tidak dapat diukur, yang dapat diukur hanyalah perubahannya. Mengapa energi internal tidak dapat diukur? Sebab materi harus bergerak dengan kecepatan sebesar kuadrat kecepatan cahaya sesuai persamaan Einstein ($E = mc^2$). Di alam, yang tercepat adalah cahaya. Perubahan energi internal ditentukan oleh keadaan akhir dan keadaan awal ($\Delta U = U_{akhir} - U_{awal}$).

1. Definisi Entalpi (ΔH)

Perubahan energi internal dalam bentuk panas dinamakan kalor. Kalor adalah energi panas yang ditransfer (mengalir) dari satu materi ke materi lain. Jika tidak ada energi yang ditransfer, tidak dapat dikatakan bahwa materi mengandung kalor.

Jadi, Anda dapat mengukur kalor jika ada aliran energi dari satu materi ke materi lain. Besarnya kalor ini, ditentukan oleh selisih keadaan akhir dan keadaan awal.

Contoh:
Tinjau air panas dalam termos. Anda tidak dapat mengatakan bahwa air dalam termos mengandung banyak kalor sebab panas yang terkandung dalam air termos bukan kalor, tetapi energi internal.

Catatan *Note*

Termokimia adalah ilmu yang mempelajari perubahan kalor dalam suatu reaksi kimia.

Thermochemistry is the study of heat change in chemical reactions.

Jika terjadi perpindahan panas dari air dalam termos ke lingkungan sekitarnya atau dicampur dengan air dingin maka akan terbentuk kalor. Besarnya kalor ini diukur berdasarkan perbedaan suhu dan dihitung menggunakan persamaan berikut.

$$Q = m\,c\,\Delta T$$

Keterangan:
Q = kalor
m = massa zat
c = kalor jenis zat
ΔT = selisih suhu

Jika perubahan energi terjadi pada tekanan tetap, misalnya dalam wadah terbuka (tekanan atmosfer) maka kalor yang terbentuk dinamakan *perubahan entalpi* (ΔH). Entalpi dilambangkan dengan H (berasal dari kata '*Heat of Content*'). Dengan demikian, perubahan entalpi adalah kalor yang terjadi pada tekanan tetap, atau $\Delta H = Q_p$ (Q_p menyatakan kalor yang diukur pada tekanan tetap).

2. Sistem dan Lingkungan

Secara prinsip, perubahan entalpi disebabkan adanya aliran panas dari sistem ke lingkungan, atau sebaliknya. Apakah yang disebut sistem dan lingkungan?

Secara umum, sistem didefinisiskan sebagai *bagian dari semesta yang merupakan fokus kajian* dan lingkungan adalah *segala sesuatu di luar sistem yang bukan kajian*.

Dalam reaksi kimia, Anda dapat mendefinisikan sistem. Misalnya *pereaksi* maka selain pereaksi disebut lingkungan, seperti pelarut, hasil reaksi, tabung reaksi, udara di sekitarnya, dan segala sesuatu selain pereaksi.

Contoh 3.1

Sistem dan Lingkungan

Ke dalam gelas kimia yang berisi air, dilarutkan 10 g gula pasir. Jika gula pasir ditetapkan sebagai sistem, manakah yang termasuk lingkungan?

Jawab:

Karena gula pasir dipandang sebagai sistem maka selain dari gula pasir termasuk lingkungan, seperti air sebagai pelarut, gelas kimia, penutup gelas kimia, dan udara di sekelilingnya.

3. Reaksi Eksoterm dan Endoterm

Jika dalam reaksi kimia terjadi perpindahan panas dari sistem ke lingkungan maka suhu lingkungan meningkat. Jika suhu sistem turun maka dikatakan bahwa reaksi tersebut *eksoterm*. Reaksi endoterm adalah kebalikan dari reaksi eksoterm (perhatikan Gambar 3.1). Ungkapkanlah dengan kalimat Anda sendiri.

Contoh:

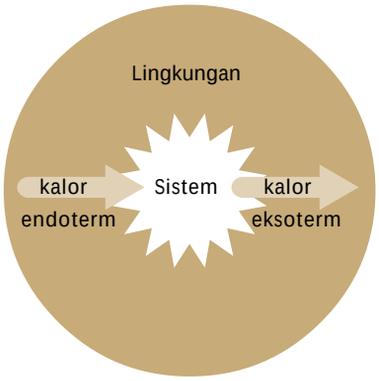
Jika NaOH dan HCl direaksikan dalam pelarut air, kemudian suhu larutan diukur maka ketinggian raksa pada termometer akan naik yang menunjukkan suhu larutan meningkat.

Apakah reaksi tersebut eksoterm atau endoterm? Semua literatur menyatakan reaksi NaOH dan HCl melepaskan kalor (eksoterm). Jika melepaskan kalor suhunya harus turun, tetapi faktanya naik. Bagaimana menjelaskan fakta tersebut dihubungkan dengan hasil studi literatur?

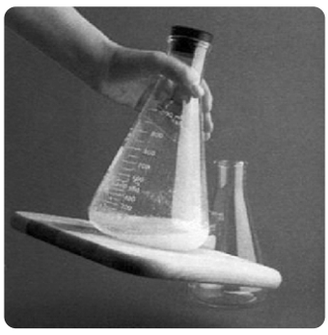
NaOH dan HCl adalah sistem yang akan dipelajari (fokus kajian). Selain kedua zat tersebut dikukuhkan sebagai lingkungan, seperti pelarut, gelas kimia, batang termometer, dan udara sekitar. Ketika NaOH dan HCl bereaksi, terbentuk NaCl dan H_2O disertai pelepasan kalor. Kalor yang dilepaskan ini diserap oleh lingkungan, akibatnya suhu lingkungan naik. Kenaikan suhu lingkungan ditunjukkan oleh naiknya suhu larutan. Jadi, yang Anda ukur bukan suhu sistem (NaOH dan HCl) melainkan suhu lingkungan (larutan NaCl sebagai hasil reaksi). Zat NaOH dan HCl dalam larutan sudah habis bereaksi. Oleh karena reaksi NaOH dan HCl melepaskan sejumlah kalor maka dikatakan reaksi tersebut eksoterm. Dengan demikian, antara fakta dan studi literatur cocok. Salah satu contoh reaksi endoterm dapat diperhatikan pada Gambar 3.2.

Bagaimana hubungan antara reaksi eksoterm/endoterm dan perubahan entalpi? Dalam reaksi kimia yang melepaskan kalor (eksoterm), energi yang terkandung dalam zat-zat hasil reaksi lebih kecil dari zat-zat pereaksi. Oleh karena itu, perubahan entalpi reaksi berharga negatif.

$$\Delta H = H_{produk} - H_{pereaksi} < 0$$



Gambar 3.1
Diagram proses eksoterm dan endoterm antara sistem dan lingkungan.



Sumber: *Chemistry*, 2001

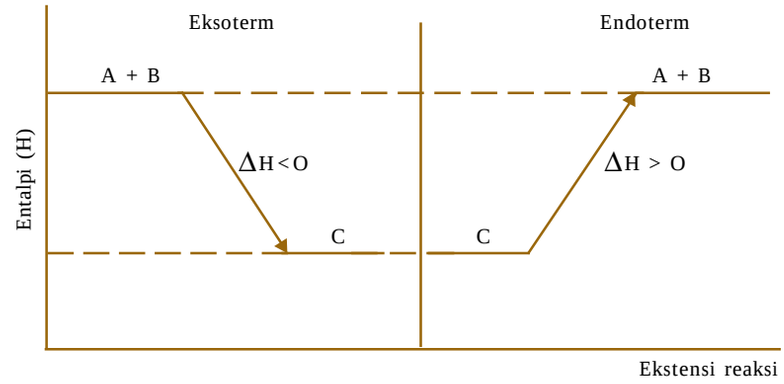
Gambar 3.2
Sistem reaksi:
$Ba(OH)_2(s) + NH_4Cl(\ell) + \text{kalor} \rightarrow BaCl_2(s) + NH_3(g) + H_2O(\ell)$
Akibat kuatnya menyerap kalor, bantalan menempel kuat pada labu erlenmeyer. Mengapa?

Pada reaksi endoterm, perubahan entalpi reaksi akan berharga positif.

$$\Delta H = H_{produk} - H_{pereaksi} > 0$$

Secara umum, perubahan entalpi dalam reaksi kimia dapat diungkapkan dalam bentuk diagram reaksi berikut.

A + B → C + kalor (reaksi eksoterm)



Gambar 3.3
Diagram entalpi reaksi

C + kalor → A + B (reaksi endoterm)

Pada Gambar 3.3, tanda panah menunjukkan arah reaksi. Pada reaksi eksoterm, selisih entalpi berharga negatif sebab entalpi hasil reaksi (C) lebih rendah daripada entalpi pereaksi (A + B). Adapun pada reaksi endoterm, perubahan entalpi berharga positif sebab entalpi produk (A + B) lebih besar daripada entalpi pereaksi (C).

Kata Kunci

- Eksoterm
- Endoterm

Contoh 3.2

Reaksi Eksoterm

Kapur tohor (CaO) digunakan untuk melabur rumah agar tampak putih bersih. Sebelum kapur dipakai, terlebih dahulu dicampur dengan air dan terjadi reaksi yang disertai panas. Apakah reaksi ini eksoterm atau endoterm? Bagaimana perubahan entalpinya?

Jawab:

Reaksi yang terjadi:

$CaO(s) + H_2O(\ell) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$

Oleh karena timbul panas, artinya reaksi tersebut melepaskan kalor atau reaksinya eksoterm, ini berarti kalor hasil reaksi lebih rendah dari pereaksi. Jika reaksi itu dilakukan pada tekanan tetap (terbuka) maka kalor yang dilepaskan menyatakan perubahan entalpi (ΔH) yang harganya negatif.

Contoh 3.3

Reaksi Endoterm

Sepotong es dimasukkan ke dalam botol plastik dan ditutup. Dalam jangka waktu tertentu es mencair, tetapi di dinding botol sebelah luar ada tetesan air. Dari mana tetesan air itu?

Jawab:

Perubahan es menjadi cair memerlukan energi dalam bentuk kalor. Persamaan kimianya:

$H_2O(s) + \text{kalor} \rightarrow H_2O(\ell)$

Kalor yang diperlukan untuk mencairkan es diserap dari lingkungan sekitar, yaitu botol dan udara. Ketika es mencair, es menyerap panas dari botol sehingga suhu botol akan turun sampai mendekati suhu es.
Oleh karena suhu botol bagian dalam dan luar mendekati suhu es maka botol akan menyerap panas dari udara sekitar. Akibatnya, uap air yang ada di udara sekitar suhunya juga turun sehingga mendekati titik leleh dan menjadi cair yang kemudian menempel pada dinding botol.

4. Persamaan Termokimia

Bukan hanya tata nama yang memiliki peraturan, penulisan perubahan entalpi reaksi juga dibuat aturannya, yaitu:

a. Tuliskan persamaan reaksi lengkap dengan koefisien dan fasanya, kemudian tuliskan ΔH di ruas kanan (hasil reaksi).
b. Untuk reaksi eksoterm, nilai ΔH negatif, sebaliknya untuk reaksi endoterm, nilai ΔH positif.

Contoh:
Tinjau persamaan reaksi berikut:
$2Na(s) + 2H_2O(\ell) \rightarrow 2NaOH(aq) + H_2(g) \quad \Delta H = -367{,}5$ kJ
Persamaan ini menyatakan bahwa dua mol natrium bereaksi dengan dua mol air menghasilkan dua mol natrium hidroksida dan satu mol gas hidrogen. Pada reaksi ini dilepaskan kalor sebesar 367,5 kJ.

Pada persamaan termokimia harus dilibatkan fasa zat-zat yang bereaksi sebab perubahan entalpi bergantung pada fasa zat.

Contoh:
Reaksi gas H_2 dan O_2 membentuk H_2O. Jika air yang dihasilkan berwujud cair, kalor yang dilepaskan sebesar 571,7 kJ. Akan tetapi, jika air yang dihasilkan berupa uap, kalor yang dilepaskan sebesar 483,7 kJ. Persamaan termokimianya:
$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(\ell) \quad \Delta H = -571{,}7$ kJ
$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g) \quad \Delta H = -483{,}7$ kJ
Gejala ini dapat dipahami karena pada saat air diuapkan menjadi uap air memerlukan kalor sebesar selisih ΔH kedua reaksi tersebut.

Kata Kunci

- Entalpi
- Lingkungan
- Sistem
- Termokimia

Contoh 3.4

Menuliskan Persamaan Termokimia

Larutan $NaHCO_3$ (*baking soda*) bereaksi dengan asam klorida menghasilkan larutan natrium klorida, air, dan gas karbon dioksida. Reaksi menyerap kalor sebesar 11,8 kJ pada tekanan tetap untuk setiap mol *baking soda*. Tuliskan persamaan termokimia untuk reaksi tersebut.

Jawab:
Persamaan kimia setara untuk reaksi tersebut adalah
$NaHCO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$
Oleh karena reaksi membutuhkan kalor maka entalpi reaksi dituliskan positif.
Persamaan termokimianya:
$NaHCO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g) \quad \Delta H = +11{,}8$ kJ

Selain aturan tersebut, ada beberapa aturan tambahan, yaitu:

a. Jika persamaan termokimia dikalikan dengan faktor tertentu, nilai ΔH juga harus dikalikan dengan faktor tersebut.

Contoh:
Persamaan termokimia untuk sintesis amonia:
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g) \quad \Delta H = -91{,}8$ kJ.
Jika jumlah pereaksi dinaikkan dua kali lipat, kalor reaksi yang dihasilkan juga dua kali dari semula.
$2N_2(g) + 6H_2(g) \rightarrow 4NH_3(g) \; \Delta H = -184$ kJ.

b. Jika persamaan kimia arahnya dibalikkan, nilai ΔH akan berubah tanda.

Contoh:
Sintesis amonia pada contoh di atas dibalikkan menjadi reaksi penguraian amonia. Persamaan termokimianya adalah:
$2NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3H_2(g) \quad \Delta H = +91{,}8$ kJ

Contoh 3.5

Memanipulasi Persamaan Termokimia

Sebanyak 2 mol $H_2(g)$ dan 1 mol $O_2(g)$ bereaksi membentuk air disertai pelepasan kalor sebesar 572 kJ.

$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(\ell) \qquad \Delta H = -572$ kJ

Tuliskan persamaan termokimia untuk pembentukan satu mol air. Tuliskan juga reaksi untuk kebalikannya.

Jawab:
Pembentukan satu mol air, berarti mengalikan persamaan termokimia dengan faktor $\frac{1}{2}$.

$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell) \qquad \Delta H = -286$ kJ

Untuk reaksi kebalikannya:

$H_2O(\ell) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \qquad \Delta H = +286$ kJ

Tes Kompetensi Subbab A

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Definisikan sistem dan lingkungan. Berikan tiga contoh sistem yang dipisahkan dari lingkungannya.
2. Jelaskan bahwa konsep materi yang panas mengandung banyak kalor itu salah jika dihubungkan dengan transfer kalor antara sistem dan lingkungan.
3. Pada siang hari tumbuhan dapat melakukan fotosintesis, yaitu mengubah gas CO_2 dan H_2O menjadi glukosa ($C_6H_{12}O_6$). Reaksi fotosintesis dapat berlangsung jika ada cahaya matahari sebagai sumber energi. Persamaan reaksi fotosintesis:
 $6CO_2(g) + 6H_2O(\ell) \xrightarrow{\text{sinar}} C_6H_{12}O_6(s) + O_2(g)$
 (a) Apakah proses fotosintesis tergolong eksoterm atau endoterm?
 (b) Tentukan sistem dan lingkungan pada proses fotosintesis?
4. Golongkan proses berikut ke dalam reaksi eksoterm atau endoterm.
 (a) Pembentukan es di dalam kulkas.
 (b) Menjemur pakaian yang sudah dicuci agar menjadi kering.
 (c) Pembakaran kayu.
5. Manakah perubahan energi berikut yang merupakan perubahan entalpi?
 (a) Pembakaran gas LPG pada kompor gas.
 (b) Pendinginan ruangan dengan AC (*Air Conditioner*).
 (c) Pencairan gas dalam tabung yang tertutup rapat (volume tetap).
6. Ke dalam gelas berisi air teh ditambahkan 1 sendok gula pasir.

(a) Jika teh ditetapkan sebagai sistem, manakah yang termasuk lingkungan?
(b) Jika air teh dianggap sebagai sistem, manakah yang termasuk lingkungan?

7. Kalsium karbida (CaC_2) bereaksi dengan air membentuk asetilen (C_2H_2) dan kalsium hidroksida. Reaksi melepas kalor sebesar 128 kJ. Tuliskan persamaan termokimia untuk reaksi tersebut.
8. Fosfor putih terbakar di udara membentuk tetrafosfor dekoksida disertai pelepasan kalor sebesar 2.942 kJ. Tuliskan persamaan termokimia untuk reaksi tersebut.
9. Jika 32 gram metana dibakar dalam oksigen, dibebaskan kalor sebesar 1.530 kJ. Hitung jumlah kalor yang dibebaskan pada pembakaran 1 mol metana.
10. Jika 2,47 gram barium bereaksi dengan klor, dibebaskan kalor sebanyak 15,4 kJ. Hitung kalor yang dibebaskan jika 1,0 mol barium klorida dibentuk dari unsur-unsurnya.

B. Penentuan ΔH Reaksi secara Empirik

Penentuan perubahan entalpi suatu reaksi dapat dilakukan secara empirik maupun secara semiempirik. Secara empirik, artinya melakukan pengukuran secara langsung di laboratorium, sedangkan semiempirik adalah menggunakan data termodinamika yang sudah ada di *handbook*.

Perubahan entalpi reaksi dapat ditentukan melalui pengukuran secara langsung di laboratorium berdasarkan perubahan suhu reaksi karena suhu merupakan ukuran panas (kalor). Jika reaksi dilakukan pada tekanan tetap maka kalor yang terlibat dalam reaksi dinamakan perubahan entalpi reaksi (ΔH reaksi).

1. Pengukuran Kalor

Anda pasti pernah memasak air, bagaimana menentukan kalor yang diperlukan untuk mendidihkan air sebanyak 2 liter? Untuk mengetahui ini, Anda perlu mengukur suhu air sebelum dan sesudah pemanasan. Dari selisih suhu, Anda dapat menghitung kalor yang diserap oleh air, berdasarkan persamaan:

$$Q = m\, c\, \Delta T$$

Keterangan:
m = massa air (dalam gram)
c = kalor jenis zat, yaitu jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu satu gram zat sebesar 1°C
ΔT = perubahan suhu

Contoh 3.6

Menghitung Kalor

Berapa kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu 50 g air dari 25°C menjadi 60°C? Diketahui kalor jenis air, c = 4,18 J g^{-1} $°C^{-1}$.

Jawab:
Kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu 50 g air adalah sebesar 50 kali 1 g air.
Kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu sebesar 35°C adalah sebanyak 35 kali kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu 1°C.
Jadi, kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu 50 g air dari 25°C menjadi 60°C (ΔT = 35°C) adalah

$Q = m\, c\, \Delta T$
$= 50\ g \times 4{,}18\ J\ g^{-1}\ °C^{-1} \times 35°C$
$= 7{,}315\ kJ$

Metode lain menentukan kalor adalah didasarkan pada hukum kekekalan energi yang menyatakan bahwa energi semesta tetap. Artinya, kalor yang dilepaskan oleh zat X sama dengan kalor yang diterima oleh zat Y.

Anda sering mencampurkan air panas dan air dingin, bagaimana suhu air setelah dicampurkan? Pada proses pencampuran, kalor yang dilepaskan oleh air panas diserap oleh air dingin hingga suhu campuran menjadi sama. Secara matematika dirumuskan sebagai berikut.

$$Q_{\text{Air panas}} = Q_{\text{Air dingin}}$$

Jadi, pertukaran kalor di antara zat-zat yang berantaraksi, energi totalnya sama dengan nol.

$$Q_{\text{Air panas}} + Q_{\text{Air dingin}} = 0$$

Contoh 3.7

Menghitung Kalor Berdasarkan Hukum Kekekalan Energi

Sebanyak 75 mL air dipanaskan dengan LPG. Jika tidak ada kalor yang terbuang, berapa kalor yang dilepaskan oleh LPG jika suhu air naik dari 25°C menjadi 90°C? Kalor jenis air, c = 4,18 J g^{-1} $°C^{-1}$, massa jenis air 1 g mL^{-1}

Jawab:

- Ubah satuan volume air (mL) ke dalam berat (*g*) menggunakan massa jenis air.
- Hitung kalor yang diserap oleh air
- Hitung kalor yang dilepaskan dari hasil pembakaran gas LPG

$\rho_{air} = 1\text{g mL}^{-1}$ atau $m_{air} = \rho_{air} \times$ volume air

$m_{air} = 1\text{ g mL}^{-1} \times 75\text{ mL} = 75\text{ g}$

Kalor yang diserap air:

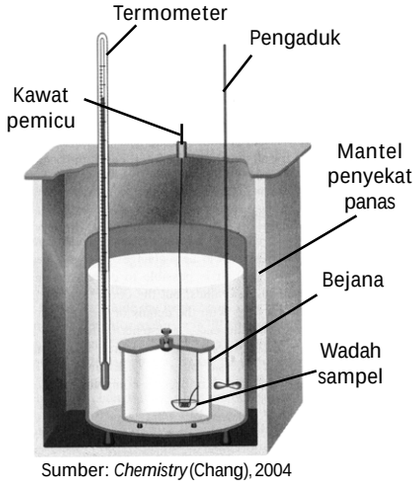
$Q_{air} = 75\text{ g} \times 4{,}18\text{ J g}^{-1}\text{°C}^{-1} \times (90–25)\text{°C}$

$= 20{,}377\text{ kJ}$

Kalor yang diserap air sama dengan kalor yang dilepaskan oleh pembakaran gas LPG.

$Q_{air} = Q_{LPG}$ atau $Q_{LPG} = 20{,}377$ kJ

Jadi, kalor yang dilepaskan oleh hasil pembakaran gas LPG sebesar 20,377 kJ.



Sumber: *Chemistry* (Chang), 2004

Gambar 3.4
Skema kalorimeter volume tetap

2. Pengukuran Tetapan Kalorimeter

Kalorimeter adalah alat untuk mengukur kalor. Skema alatnya ditunjukkan pada Gambar 3.4. Kalorimeter ini terdiri atas bejana yang dilengkapi dengan pengaduk dan termometer. Bejana diselimuti penyekat panas untuk mengurangi radiasi panas, seperti pada termos. Kalorimeter sederhana dapat dibuat menggunakan wadah *styrofoam*, Gambar 3.5.

Untuk mengukur kalor reaksi dalam kalorimeter, perlu diketahui terlebih dahulu kalor yang dipertukarkan dengan kalorimeter sebab pada saat terjadi reaksi, sejumlah kalor dipertukarkan antara sistem reaksi dan lingkungan (kalorimeter dan media reaksi). Besarnya kalor yang diserap atau dilepaskan oleh kalorimeter dihitung dengan persamaan:

$$Q_{\text{kalorimeter}} = C_k . \Delta T$$

dengan C_k adalah kapasitas kalor kalorimeter.

Contoh 3.8

Menentukan Kapasitas Kalor Kalorimeter

Ke dalam kalorimeter dituangkan 50 g air dingin (25°C), kemudian ditambahkan 75g air panas (60°C) sehingga suhu campuran menjadi 35°C. Jika suhu kalorimeter naik sebesar 7°, tentukan kapasitas kalor kalorimeter? Diketahui kalor jenis air = 4,18 J g^{-1} $°C^{-1}$.

Jawab:
Kalor yang dilepaskan air panas sama dengan kalor yang diserap air dingin dan kalorimeter.

$Q_{\text{Air panas}} = Q_{\text{Air dingin}} + Q_{\text{Kalorimeter}}$

$Q_{\text{Air panas}} = 75\,\text{g} \times 4{,}18\,\text{J g}^{-1}\,^{\circ}\text{C}^{-1} \times (35 - 60)^{\circ}\text{C}$
$= -7.837{,}5\,\text{J}$

$Q_{\text{Air dingin}} = 50\,\text{g} \times 4{,}18\,\text{J g}^{-1}\,^{\circ}\text{C}^{-1} \times (35 - 25)^{\circ}\text{C}$
$= +\,2.090\,\text{J}$

$Q_{\text{kalorimeter}} = C_k \times \Delta T$

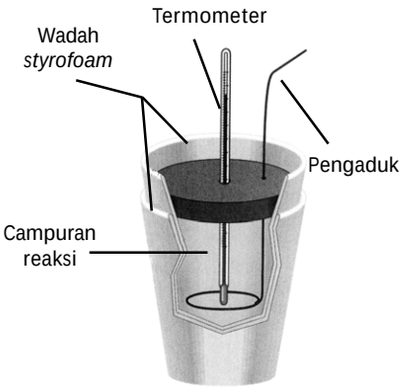
Oleh karena energi bersifat kekal maka

$Q_{\text{Air panas}} + Q_{\text{Air dingin}} + Q_{\text{Kalorimeter}} = 0$

$-7.837{,}5\,\text{J} + 2.090\,\text{J} + (C_k \,.\, 7^{\circ}\text{C}) = 0$

$$C_k = \frac{(7.837{,}5 - 2.090)\,\text{J}}{7^{\circ}\text{C}} = 821\ \text{J}\,^{\circ}\text{C}^{-1}$$

Jadi, kapasitas kalor kalorimeter $821\ \text{J}\,^{\circ}\text{C}^{-1}$.



Sumber: *Chemistry* (Chang), 2004

Gambar 3.5
Kalorimeter sederhana bertekanan tetap

Dalam reaksi eksoterm, kalor yang dilepaskan oleh sistem reaksi akan diserap oleh lingkungan (kalorimeter dan media reaksi). Jumlah kalor yang diserap oleh lingkungan dapat dihitung berdasarkan hukum kekekalan energi. Secara matematika dirumuskan sebagai berikut.

$$Q_{\text{reaksi}} + Q_{\text{larutan}} + Q_{\text{kalorimeter}} = 0$$

Contoh 3.9

Menentukan Kalor Reaksi

Dalam kalorimeter yang telah dikalibrasi dan terbuka direaksikan 50g alkohol dan 3g logam natrium. Jika suhu awal campuran 30°C dan setelah reaksi suhunya 75°C, tentukan ΔH_{reaksi}. Diketahui kalor jenis larutan 3,65 $\text{J g}^{-1}\,^{\circ}\text{C}^{-1}$, kapasitas kalor kalorimeter $150\ \text{J}\,^{\circ}\text{C}^{-1}$, dan suhu kalorimeter naik sebesar 10°C.

Jawab:
Kalor yang terlibat dalam reaksi:

$Q_{\text{reaksi}} + Q_{\text{larutan}} + Q_{\text{kalorimeter}} = 0$

$Q_{\text{reaksi}} = -(Q_{\text{larutan}} + Q_{\text{kalorimeter}})$

$Q_{\text{larutan}} = (m_{\text{larutan}})\,(c_{\text{larutan}})\,(\Delta T)$
$= (53\text{g})\,(3{,}65\ \text{J g}^{-1}\,^{\circ}\text{C}^{-1})\,(45^{\circ}\text{C})$
$= 8.705{,}25\,\text{J}$

$Q_{\text{kalorimeter}} = (C_k)\,(\Delta T)$
$= (150\ \text{J}\,^{\circ}\text{C}^{-1})\,(10^{\circ}\text{C}) = 1.500\,\text{J}$

$Q_{\text{reaksi}} = -(8.705{,}25 + 1.500)\,\text{J} = -10.205{,}25\,\text{J}$

Jadi, reaksi alkohol dan logam natrium dilepaskan kalor sebesar 10.205 kJ. Oleh karena pada percobaan dilakukan pada tekanan tetap maka

$Q_{\text{reaksi}} = \Delta H_{\text{reaksi}} = -10.205\ \text{kJ}.$

Aktivitas Kimia 3.1

Penentuan Kalor Reaksi Menggunakan Kalorimeter Sederhana Bertekanan Tetap

Tujuan
Menentukan kalor reaksi penetralan HCl dan NaOH.

Alat
1. Gelas kimia
2. Kalorimeter sederhana
3. termometer



Sekilas Kimia

Kalorimetri dalam Biologi

Setiap makhluk hidup adalah suatu sistem pemrosesan energi (menyerap dan melepas kalor). Analisis terhadap aliran energi dalam sistem biologi dapat memberikan informasi tentang bagaimana organisme menggunakan energi untuk tumbuh, berkembang, bereproduksi, dan proses biologis lainnya.

Kalorimetri dapat digunakan untuk mempelajari berbagai proses penyerapan/ pelepasan energi dalam makhluk hidup, seperti laju metabolisme pada jaringan tanaman, aktivitas otot manusia, keseimbangan energi dalam ekosistem, dan kandungan energi dalam bahan makanan. Dengan menggunakan data hasil kalorimetri terhadap berbagai bahan makanan, para ahli gizi dapat menyusun program diet yang sehat.

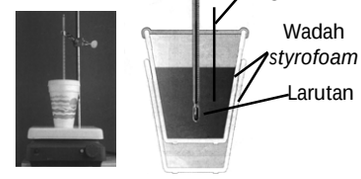
Sumber: *Chemistry The Central Science*, 2000

Bahan

1. Larutan HCl 10%
2. Larutan NaOH 10%

Langkah Kerja

1. Ukur kapasitas kalor kalorimeter dengan cara mencampurkan air panas dan air dingin, seperti pada Contoh 3.8 (contoh penentuan kapasitas kalor kalorimeter), atau asumsikan bahwa kalorimeter tidak menyerap kalor hasil reaksi ($C_k = 0$).



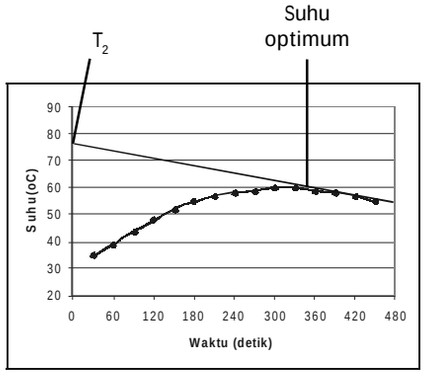
Sumber: *Chemistry The Molecular Science*, 1997

2. Masukkan 50 mL HCl 10% ke dalam gelas kimia dan 50 mL NaOH 5% ke dalam gelas kimia yang lain. Samakan suhu awal pereaksi dan ukur (T_1).
3. Campurkan kedua pereaksi itu dalam kalorimeter, kemudian aduk.
4. Catat suhu campuran setiap 30 detik sampai dengan suhu reaksi turun kembali. Buat grafik suhu terhadap waktu (grafik berbentuk parabola), kemudian diinterpolasi mulai dari waktu akhir (t_a) sampai waktu 0 detik (t_0).
5. Suhu akhir reaksi (T_2) adalah suhu pada waktu mendekati 0 detik (hasil interpolasi).

Waktu	Suhu
30 detik	
1 menit	
1,5 menit	

Pertanyaan

1. Jika kalor jenis larutan ($C_{Larutan}$)= 3,89 J g^{-1} $^oC^{-1}$, hitunglah kalor reaksi. Asumsikan $\rho_{larutan}$ = 1 g/mL.
2. Bagaimana caranya menyamakan suhu pereaksi?
3. Berapa selisih suhu akhir dan suhu awal?
4. Berapa kalor yang diserap oleh larutan?
5. Berapa kalor yang dilepaskan oleh sistem reaksi?
6. Apakah percobaan yang Anda lakukan pada tekanan tetap atau bukan?
7. Jika pada tekanan tetap, berapa perubahan entalpi reaksinya, ΔH_{Reaksi} ?



Gambar 3.6
Pada percobaan menggunakan kalorimeter suhu akhir reaksi diperoleh dari hasil interpolasi grafik (garis lurus). Pada grafik tersebut suhu akhir reaksi T_2 = 77°C.

Pada percobaan kalorimeter tersebut, mengapa suhu akhir reaksi harus diperoleh melalui interpolasi grafik? Ketika pereaksi dicampurkan, pada saat itu terjadi reaksi dan seketika itu pula kalor reaksi dibebaskan ($T_2 \approx 0{,}00\ldots1$ detik).

Kalor reaksi yang dibebaskan diserap oleh larutan NaCl (hasil reaksi). Termometer tidak dapat mengukur kalor yang diserap oleh larutan NaCl seketika (misal dari 30°C tiba-tiba menjadi 77°C) karena raksa pada termometer naik secara perlahan. Oleh karena kenaikan derajat suhu pada termometer lambat, dalam kurun waktu sekitar 5 menit sudah banyak kalor hasil reaksi terbuang (diserap oleh udara di sekitarnya) sehingga termometer hanya mampu mengukur suhu optimum di bawah suhu hasil reaksi (pada contoh grafik = 60°C), perhatikan Gambar 3.6.

Dengan demikian, yang dapat Anda lakukan adalah menginterpolasi grafik suhu setelah optimum. Dasar pemikirannya adalah ketika reaksi terjadi, kalor dibebaskan dan diserap oleh lingkungan. Serapan kalor reaksi

oleh lingkungan mengakibatkan panasnya berkurang (turun secara linear) sampai pada saat suhu reaksi terukur oleh termometer (suhu optimum). Akhirnya, panas reaksi dan suhu termometer turun bersama dan terukur oleh termometer.

Tes Kompetensi Subbab B

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Berapakah kalor yang dilepaskan pada pendidihan air sebanyak 500 g dari 25°C sampai 100°C? Asumsikan tidak ada kalor yang terbuang dan massa air tetap. Kalor jenis air = 4,18 J g^{-1} °C^{-1}.
2. Kalor jenis aluminium adalah 0,9 J g^{-1} °C^{-1} dan kalor jenis timbel adalah 0,13 J g^{-1} °C^{-1}. Zat manakah yang lebih besar penurunan suhunya jika kalor dibebaskan dari masing-masing satu gram zat itu sebesar 65 J?
3. Berapa suhu campuran jika 50 g air dingin (25°C) dicampurkan dengan 75 g air panas (75°C)? Diketahui kalor jenis air, C = 4,18 J g^{-1} °C^{-1}.
4. Berapakah kalor yang dibebaskan pada pembakaran minyak tanah jika dianggap semua kalor yang dibebaskan digunakan untuk menaikkan suhu 50 g air dari 25°C hingga 60°C? Kalor jenis air, c = 4,18 J g^{-1} °C^{-1}.
5. Kalorimeter dikalibrasi dengan cara mencampurkan 50 g air panas dan 100 g air dingin dalam kalorimeter yang dikalibrasi. Suhu awal air panas adalah 85°C dan suhu awal air dingin 25°C. Suhu akhir campuran adalah 40°C. Berapa kapasitas kalor kalorimeter, jika kalor jenis air 4,18 J g^{-1} °C^{-1}.

C. Penentuan ΔH secara Semiempirik

Penentuan ΔH suatu reaksi, selain dapat diukur secara langsung di laboratorium juga dapat ditentukan berdasarkan data perubahan entalpi standar suatu zat yang terdapat dalam *handbook*.

1. Perubahan Entalpi Standar (ΔH)

Harga perubahan entalpi ditentukan oleh keadaan awal dan keadaan akhir sehingga perlu menetapkan kondisi pada saat entalpi diukur karena harga entalpi bergantung pada keadaan. Para ahli kimia telah menetapkan perubahan entalpi pada keadaan standar adalah kalor yang diukur pada tekanan tetap 1 atm dan suhu 298K. Perubahan entalpi standar dilambangkan dengan ΔH°. Satuan entalpi menurut Sistem Internasional (SI) adalah joule (disingkat J).

Perubahan entalpi standar untuk satu mol zat dinamakan ΔH° molar. Satuan untuk ΔH° molar adalah J mol^{-1}. Jenis perubahan entalpi standar bergantung pada macam reaksi sehingga dikenal perubahan entalpi pembentukan standar (ΔH_f°), perubahan entalpi penguraian standar (ΔH_d°), dan perubahan entalpi pembakaran standar (ΔH_c°).

a. Perubahan Entalpi Pembentukan Standar

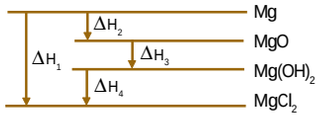
Perubahan entalpi pembentukan standar (ΔH_f°) adalah kalor yang terlibat dalam reaksi pembentukan satu mol senyawa dari unsur-unsurnya, diukur pada keadaan standar. Contohnya, pembentukan satu mol air dari unsur-unsurnya.

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell) \qquad \Delta H° = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Berdasarkan perjanjian, ΔH° untuk unsur-unsur stabil adalah 0 kJ mol^{-1}. Keadaan stabil untuk karbon adalah grafit ($\Delta H_f^\circ C_{grafit}$ = 0 kJ), keadaan stabil untuk gas diatom, seperti O_2, N_2, H_2, Cl_2, dan lainnya sama dengan nol (ΔH_f° O_2, H_2, N_2, Cl_2 = 0 kJ).

Mahir Menjawab

Diketahui diagram reaksi sebagai berikut :



Berdasarkan diagram tersebut, harga ΔH_2 adalah ...

A. $\Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3$
B. $\Delta H_1 + \Delta H_2 - \Delta H_4$
C. $\Delta H_1 - \Delta H_3 - \Delta H_4$
D. $\Delta H_1 - \Delta H_3 + \Delta H_4$
E. $\Delta H_1 + \Delta H_3 + \Delta H_4$

Pembahasan
Dari diagram diketahui
$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$
maka
$\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_3 - \Delta H_4$.
Jadi, jawabannya (C)

UNAS 2005

Sekilas Kimia

Germain Henri Hess
(1802–1850)



Sumber: *www.chemistryexplained.com*

Germain Henri Hess dewasa ini dikenal melalui dua prinsip dasar dalam termokimia yang diusulkannya, yaitu hukum kekekalan penjumlahan kalor (hukum Hess) dan hukum *Termoneutrality*. Hess lahir pada 8 Agustus 1802 di Geneva, Swiss. Selain sebagai ilmuwan, Hess juga aktif sebagai guru dan menulis buku dengan judul *Fundamental of Pure Chemistry*. Buku ini digunakan sebagai buku teks standar sampai dengan 1861 di Rusia. Hess meninggal pada 13 Desember 1850, pada usia yang relatif muda, 48 tahun karena sakit.

b. Perubahan Entalpi Penguraian Standar

Reaksi penguraian merupakan kebalikan dari reaksi pembentukan, yaitu penguraian senyawa menjadi unsur-unsurnya. Harga perubahan entalpi penguraian standar suatu zat sama besar dengan perubahan entalpi pembentukan standar, tetapi berlawanan tanda.

Contoh:
Pembentukan standar satu mol CO_2 dari unsur-unsurnya:
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H_f^\circ = -393{,}5 \text{ kJ mol}^{-1}$
Penguraian standar satu mol $CO_2(g)$ menjadi unsur-unsurnya:
$CO_2(g) \rightarrow C(s) + O_2(g) \qquad \Delta H_d^\circ = +393{,}5 \text{ kJ mol}^{-1}$

Pada dasarnya, semua jenis perubahan entalpi standar dapat dinyatakan ke dalam satu istilah, yaitu perubahan entalpi reaksi(ΔH°_{reaksi}) sebab semua perubahan tersebut dapat digolongkan sebagai reaksi kimia.

2. Hukum Hess

Hukum Hess muncul berdasarkan fakta bahwa banyak pembentukan senyawa dari unsur-unsurnya tidak dapat diukur perubahan entalpinya secara laboratorium.

Contoh:
Reaksi pembentukan asam sulfat dari unsur-unsurnya.
$S(s) + H_2(g) + 2O_2(g) \rightarrow H_2SO_4(\ell)$
Pembentukan asam sulfat dari unsur-unsurnya tidak terjadi sehingga tidak dapat diukur perubahan entalpinya.

Oleh karena itu, ahli kimia berusaha menemukan alternatif pemecahannya. Pada 1840, pakar kimia dari Swiss Germain H. Hess mampu menjawab tantangan tersebut.

Berdasarkan hasil pengukuran dan sifat-sifat entalpi, Hess menyatakan bahwa *entalpi hanya bergantung pada keadaan awal dan akhir reaksi maka perubahan entalpi tidak bergantung pada jalannya reaksi (proses)*. Pernyataan ini dikenal dengan hukum Hess. Dengan kata lain, perubahan entalpi reaksi hanya ditentukan oleh kalor pereaksi dan kalor hasil reaksi.

Tinjau reaksi pembentukan CO_2 (perhatikan Gambar 3.7). Reaksi keseluruhan dapat ditulis dalam satu tahap reaksi dan perubahan entalpi pembentukan standarnya dinyatakan oleh ΔH°_1. Persamaan termokimianya:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H^\circ_1 = -394 \text{ kJ}$$

Reaksi ini dapat dikembangkan menjadi 2 tahap reaksi dengan perubahan entalpi standar adalah ΔH°_2 dan ΔH°_3:

$C(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO(g) \qquad \Delta H^\circ_2 = -111 \text{ kJ}$
$CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H^\circ_3 = -283 \text{ kJ}$

Reaksi total: $C(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H^\circ_2 + \Delta H^\circ_3 = -394 \text{ kJ}$

Pembentukan asam sulfat dapat dilakukan melalui 4 tahap reaksi:

$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g) \qquad \Delta H^\circ_1 = -296{,}8 \text{ kJ}$
$SO_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow SO_3(g) \qquad \Delta H^\circ_2 = -395{,}7 \text{ kJ}$
$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell) \qquad \Delta H^\circ_3 = -285{,}8 \text{ kJ}$
$SO_3(g) + H_2O(\ell) \rightarrow H_2SO_4(\ell) \qquad \Delta H^\circ_4 = +164{,}3 \text{ kJ}$

$S(s) + 2O_2(g) + H_2(g) \rightarrow H_2SO_4(\ell) \qquad \Delta H^\circ = -814{,}0 \text{ kJ}$

Contoh 3.10

Hukum Hess

Pembentukan gas NO_2 dari unsur-unsurnya dapat dilakukan dalam satu tahap atau dua tahap reaksi. Jika diketahui:

$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow NO(g)$ $\quad \Delta H^\circ = +90{,}4$ kJ

$NO(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow NO_2(g)$ $\quad \Delta H^\circ = +33{,}8$ kJ

Berapakah ΔH° pembentukan gas NO_2?

Jawab:

Reaksi pembentukan gas NO_2 dari unsur-unsurnya:

$\frac{1}{2}N_2(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g)$ $\Delta H^\circ = ?$ kJ

Menurut hukum Hess, ΔH° hanya bergantung pada keadaan awal dan akhir reaksi. Dengan demikian, ΔH° pembentukan gas NO_2 dapat ditentukan dari dua tahap reaksi tesebut.

$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow NO(g)$ $\quad \Delta H^\circ_1 = +90{,}4$ kJ

$NO(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow NO_2(g)$ $\quad \Delta H^\circ_2 = +33{,}8$ kJ

$\frac{1}{2}N_2(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g)$ $\quad \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 = +124{,}2$ kJ

Hukum Hess dapat diterapkan untuk menentukan perubahan entalpi reaksi zat-zat kimia, dengan catatan bahwa setiap tahap reaksi diketahui perubahan entalpinya.

Contoh 3.11

Aplikasi Hukum Hess

Asetilen (C_2H_2) tidak dapat diproduksi langsung dari unsur-unsurnya:

$2C(s) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g)$

Hitung ΔH° untuk reaksi tersebut berdasarkan persamaan termokimia berikut.

(a) $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H^\circ_1 = -393{,}5$ kJ mol^{-1}

(b) $H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H^\circ_2 = -285{,}8$ kJ mol^{-1}

(c) $C_2H_2(g) + \frac{5}{2}O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H^\circ_3 = -1.299{,}8$ kJ mol^{-1}

Jawab:

Aturan yang harus diperhatikan adalah

1. Posisi pereaksi dan hasil reaksi yang diketahui harus sama dengan posisi yang ditanyakan. Jika tidak sama maka posisi yang diketahui harus diubah.
2. Koefisien reaksi (mol zat) yang diketahui harus sama dengan yang ditanyakan. Jika tidak sama maka harus disamakan terlebih dahulu dengan cara dibagi atau dikalikan, demikian juga dengan nilai entalpinya.
 a. Persamaan (a) harus dikalikan 2 sebab reaksi pembentukan asetilen memerlukan 2 mol C.
 b. Persamaan (b) tidak perlu diubah sebab sudah sesuai dengan persamaan reaksi pembentukan asetilen (1 mol H_2)
 c. Persamaan (c) perlu dibalikkan arahnya, sebab C_2H_2 berada sebagai pereaksi.

Persamaan termokimianya menjadi:

$2C(s) + 2O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$ $\quad \Delta H^\circ_1 = 2(-393{,}5)$ kJ mol^{-1}

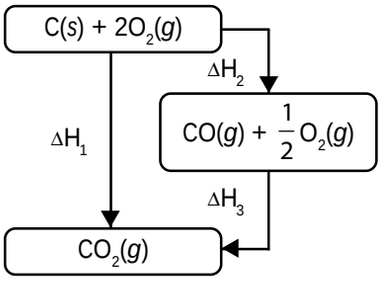
$H_2(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H^\circ_2 = -285{,}8$ kJ mol^{-1}

$2CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightarrow 2C_2H_2(g) + \frac{5}{2}O(g)$ $\quad \Delta H^\circ_3 = +1.299{,}8$ kJ mol^{-1}

$2C(s) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g)$ $\quad \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + \Delta H^\circ_3 = +227{,}0$ kJ mol^{-1}

Jadi, perubahan entalpi pembentukan standar asetilen dari unsur-unsurnya adalah 227 kJ mol^{-1}. Persamaan termokimianya:

$2C(s) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g)$ $\Delta H^\circ_f = 227{,}0$ kJ mol^{-1}.



Gambar 3.7
Bagan tahapan reaksi pembakaran karbon.
$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$



Mahir Menjawab

Pernyataan yang benar untuk reaksi :
$2CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g)$ $\Delta H = x$ kJ adalah...

A. Kalor pembentukan CO = 2x kJ mol^{-1}
B. Kalor penguraian CO = x kJ mol^{-1}
C. Kalor pembakaran CO = 2x kJ mol^{-1}
D. Kalor pembakaran CO = $\frac{1}{2}$x kJ mol^{-1}
E. Kalor pembentukan CO = $\frac{1}{2}$x kJ mol^{-1}

Pembahasan
Reaksi dengan oksigen merupakan reaksi pembakaran. Jadi, reaksi tersebut merupakan reaksi pembakaran 2 mol CO dan melepas x kJ energi. Untuk satu mol CO dilepas energi sebesar $\frac{1}{2}$x kJ. (D)

UNAS 2004

3. Penentuan ΔH^o Reaksi dari Data ΔH_f

Salah satu data perubahan entalpi yang penting adalah perubahan entalpi pembentukan standar, ΔH°_f. Dengan memanfaatkan data ΔH°_f, Anda dapat menghitung ΔH° reaksi-reaksi kimia. ΔH tidak bergantung pada jalannya reaksi, tetapi hanya ditentukan oleh ΔH pereaksi dan ΔH hasil reaksi. Oleh karena itu, ΔH° reaksi dapat dihitung dari selisih ΔH°_f zat-zat yang bereaksi. Secara matematika dirumuskan sebagai berikut:

$$\Delta H^\circ_{reaksi} = \Sigma \Delta H^\circ_{f\ (produk)} - \Sigma \Delta H^\circ_{f\ (pereaksi)}$$

dengan Σ menyatakan jumlah macam zat yang terlibat dalam reaksi.

Contoh 3.12

Menghitung ΔH_{reaksi} dari data ΔH°_f

Gunakan data ΔH°_f untuk menentukan ΔH° reaksi amonia dan oksigen berlebih.
Persamaan reaksinya:

$NH_3(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g) + H_2O(g)$

Jawab:

1. Cari data ΔH°_f masing-masing zat
2. Setarakan persamaan reaksi
3. Kalikan harga ΔH°_f dengan koefisien reaksinya
4. Tentukan ΔH° reaksi dengan rumus di atas

Data ΔH°_f untuk masing-masing zat adalah

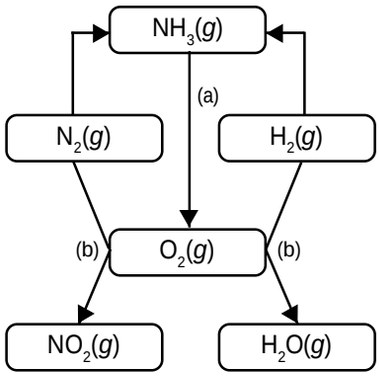
$\Delta H^\circ_f\ (NH_3) = -46{,}1$ kJ; $\Delta H^\circ_f\ (O_2) = 0$ kJ;
$\Delta H^\circ_f\ (NO_2) = -33{,}2$ kJ; $\Delta H^\circ_f (H_2O) = 214{,}8$ kJ

Persamaan reaksi setara:

$4NH_3(g) + 7O_2(g) \longrightarrow 4NO_2(g) + 6H_2O(g)$

$$\Delta H^\circ_{reaksi} = \Sigma \Delta H^\circ_{(produk)} - \Sigma \Delta H^\circ_{(pereaksi)}$$
$$= (1.288{,}8 \text{ kJ} + 132{,}8 \text{ kJ}) - (-184 \text{ kJ} + 0)$$
$$= 1.340 \text{ kJ}$$

Jadi, pembakaran 4 mol amonia dilepaskan kalor sebesar 1.340 kJ.
(tahapan reaksi dapat dilihat pada Gambar 3.8)



Gambar 3.8
Diagram tahap-tahap reaksi perubahan amonia.

4. Penentuan ΔH Reaksi dari Data Energi Ikatan

Anda sudah tahu apa yang dimaksud dengan ikatan? Kekuatan ikatan antara atom-atom dalam molekul dapat diketahui dari energinya. Semakin besar energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan, semakin kuat ikatan tersebut. Pada topik berikut, Anda akan mempelajari cara menghitung energi ikatan dan hubungannya dengan perubahan entalpi.

a. Energi Ikatan Rata-Rata

Pada molekul diatom, energi ikatan disebut juga energi disosiasi, dilambangkan dengan D (*dissociation*). Energi ikatan didefinisikan sebagai *jumlah energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan 1 mol suatu molekul dalam wujud gas*.

Contoh:
$H_2(g) \longrightarrow 2\ H(g) \quad D_{H-H} = 436 \text{ kJ mol}^{-1}$

Pada molekul beratom banyak, energi untuk memutuskan semua ikatan dalam molekul berwujud gas menjadi atom-atom netral berwujud gas dinamakan energi atomisasi. Besarnya energi atomisasi sama dengan jumlah semua energi ikatan dalam molekul.

Catatan *Note*

Untuk memutuskan ikatan pada molekul diperlukan energi yang lebih kuat dari energi ikatan antara atom-atomnya.

To break down molecule's bond, the energy must be higher than the bond energy among atoms itself.

Contoh:
Dalam metana, energi atomisasi adalah energi yang diperlukan untuk memutuskan semua ikatan antara atom C dan H.
$CH_4(g) \rightarrow C(g) + 4H(g)$

Dalam molekul beratom banyak, energi yang diperlukan untuk memutuskan satu per satu ikatan tidak sama. Simak tabel berikut.

Tabel 3.1 Energi Ikatan Rata-Rata untuk Metana (kJ mol^{-1})

Tahap Pemutusan Ikatan pada CH_4	Energi Disosiasi (kJ mol^{-1})
$CH_4(g) \rightarrow CH_3(g) + H(g)$	$D_{C-H} = 435$
$CH_3(g) \rightarrow CH_2(g) + H(g)$	$D_{C-H} = 453$
$CH_2(g) \rightarrow CH(g) + H(g)$	$D_{C-H} = 425$
$CH(g) \rightarrow C(g) + H(g)$	$D_{C-H} = 339$

Sumber: *Chemistry with Inorganic Qualitative Analysis*, 1989

Berdasarkan data pada Tabel 3.1, apakah yang dapat Anda simpulkan? Kekuatan setiap ikatan C–H dalam metana tidak sama, padahal ikatan yang diputuskan sama, yaitu ikatan antara karbon dan hidrogen. Mengapa?

Ikatan yang diputuskan berasal dari molekul yang sama dan juga atom yang sama, tetapi karena lingkungan kimianya tidak sama, besarnya energi yang diperlukan menjadi berbeda. Oleh karena ikatan yang diputuskan dari atom-atom yang sama dan nilai energi ikatan tidak berbeda jauh maka nilai energi ikatan dirata-ratakan sehingga disebut *energi ikatan rata-rata*. Berdasarkan pertimbangan tersebut, energi disosiasi ikatan rata-rata untuk C–H adalah 413 kJ mol^{-1}. Nilai ini berlaku untuk semua jenis ikatan C–H dalam molekul. Beberapa harga energi ikatan rata-rata ditunjukkan pada Tabel 3.2 berikut.

Tabel 3.2 Energi Ikatan Rata-Rata (kJ mol^{-1})

Jenis Ikatan	Atom-Atom yang Berikatan									
		H	C	N	O	S	F	Cl	Br	I
Tunggal	H	432								
	C	413	346							
	N	386	305	167						
	O	459	358	201	142					
	S	363	272	–	–	226				
	F	465	485	283	190	284	155			
	Cl	428	327	313	218	255	249	240		
	Br	362	285	–	201	217	249	216	190	
	I	295	213	–	201	–	278	208	175	149
Rangkap dua	C		602							
	N		615	418						
	O		799	607	494	532				
	S									
Rangkap tiga	C		835							
	N		887	942						

Sumber: *General Chemistry* (Ebbing), 1990



Mahir Menjawab

Diketahui reaksi :
$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$ ΔH=-3130 kJ
$H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$ ΔH= -286 kJ
$C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$ ΔH= -312 kJ
Tentukan ΔH yang dibebaskan jika 11,2 liter gas C_2H_2 dibakar sempurna pada keadaan standar.

A. -652,5 kJ
B. 652,5 kJ
C. -1864 kJ
D. 1864 kJ
E. -2449 kJ

Pembahasan
Berdasarkan hukum Hess
$C_2H_6 + \frac{5}{2}O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O$ ΔH=-1565 kJ
$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ ΔH= 572 kJ
$C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$ ΔH= -312 kJ +

$C_2H_2 + \frac{5}{2}O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O$ ΔH= -1305 kJ

11,2 L C_2H_2 (STP) = $\frac{11{,}2}{22{,}4}$ = 0,5 mol
Jadi, ΔH untuk pembakaran 11,2 L C_2H_2 = 0,5 x (-1305) = -652,5 kJ. (C)
UNAS 2004

b. Menggunakan Data Energi Ikatan

Nilai energi ikatan rata-rata dapat digunakan untuk menghitung perubahan entalpi suatu reaksi. Bagaimana caranya? Menurut Dalton, reaksi kimia tiada lain berupa penataan ulang atom-atom. Artinya, dalam reaksi kimia terjadi pemutusan ikatan (pada pereaksi) dan pembentukan kembali ikatan (pada hasil reaksi).

Untuk memutuskan ikatan diperlukan energi. Sebaliknya, untuk membentuk ikatan dilepaskan energi. Selisih energi pemutusan dan pembentukan ikatan menyatakan perubahan entalpi reaksi tersebut, yang dirumuskan sebagai berikut.

$$\Delta H_{reaksi} = \Sigma D_{(pemutusan\ ikatan)} - \Sigma D_{(pembentukan\ ikatan)}$$

Dengan Σ menyatakan jumlah ikatan yang terlibat, D menyatakan energi ikatan rata-rata per mol ikatan.

Contoh 3.13

Menghitung ΔH dari Energi Ikatan Rata-Rata

Gunakan data energi ikatan rata-rata pada Tabel 3.2 untuk menghitung ΔH reaksi pembentukan amonia dari unsur-unsurnya.

Jawab:

1. Tuliskan persamaan reaksi dan setarakan.
2. Tentukan ikatan apa yang putus pada pereaksi, dan hitung jumlah energi ikatan rata-rata yang diperlukan.
3. Tentukan ikatan apa yang terbentuk pada hasil reaksi, dan hitung jumlah energi ikatan rata-rata yang dilepaskan.
4. Hitung selisih energi yang terlibat dalam reaksi.

Persamaan reaksinya:

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$

Ikatan yang putus pada pereaksi:

$N \equiv N \quad 1\ mol \times 418\ kJ\ mol^{-1} = 418\ kJ$

$H–H \quad 3\ mol \times 432\ kJ\ mol^{-1} = 1296\ kJ$

Total energi yang diperlukan = 1714 kJ

Ikatan yang terbentuk pada hasil reaksi:

$N–H \quad 2\ mol \times 386\ kJ\ mol^{-1} = 1158\ kJ$

Total energi yang dilepaskan = 1158 kJ

Perubahan entalpi reaksi pembentukan amonia:

$\Delta H_{reaksi} = D_{pemutusan\ ikatan} - D_{pembentukan\ ikatan}$

$= 1.714\ kJ - 1.158\ kJ = 556\ kJ$

Oleh karena ΔH positif maka pembentukan 2 mol amonia menyerap energi sebesar 556 kJ atau sebesar 278 kJ mol^{-1}.

Tes Kompetensi Subbab C

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Kalor yang dilepaskan pada penguraian gas NO_2 ke dalam unsur-unsurnya pada keadaan standar adalah 33,2 kJ mol^{-1}. Berapa perubahan entalpi standar pada pembentukan gas NO_2 dari unsur-unsurnya?
2. Gunakan hukum Hess untuk menentukan ΔH reaksi:
 $C(s) + \frac{1}{2}O_2(g) + 2H_2(g) \rightarrow CH_3OH(g)$

 Diketahui:
 $C(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow CO(g) \quad \Delta H^\circ_1 = -111\ kJ$
 $CO(g) + 2H_2(g) \rightarrow CH_3OH(\ell) \quad \Delta H^\circ_2 = -128\ kJ$
3. Gunakan hukum Hess untuk menghitung perubahan entalpi reaksi berikut: $C(s) + 2H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$

Diketahui:

$CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(\ell)$ $\Delta H° = -1.036\ kJ\ mol^{-1}$

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H° = -457{,}8\ kJ\ mol^{-1}$

$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$ $\Delta H° = -332{,}6\ kJ\ mol^{-1}$

4. Diketahui $\Delta H°_f$: $CH_4(g) = -75\ kJ\ mol^{-1}$; $CO_2(g) = -394\ kJ\ mol^{-1}$; $H_2O(\ell) = -286\ kJ\ mol^{-1}$; $C_2H_4(g) = 52\ kJ\ mol^{-1}$; $SO_2(g) = -297\ kJ\ mol^{-1}$; $H_2S(g) = 21\ kJ\ mol^{-1}$.
Hitung $\Delta H°$ untuk reaksi berikut.
(a) $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(\ell)$
(b) $C_2H_4(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 2H_2O(\ell)$
(c) $SO_2(g) + 2H_2S(g) \rightarrow 2H_2O(\ell) + 3S(s)$

5. Nilai $\Delta H°$ untuk reaksi berikut:
$2Fe(s) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s)$ $\Delta H° = -823{,}4\ kJ$
$3Fe(s) + 2O_2(g) \rightarrow Fe_3O_4(s)$ $\Delta H° = -1.120{,}5\ kJ$
Gunakan data ini untuk menghitung $\Delta H°$ reaksi berikut:
$3Fe_2O_3(s) \rightarrow 2Fe_3O_4(s) + \frac{1}{2}O_2(g)$

6. Diketahui persamaan termokimia berikut:
$C_2H_5OH(\ell) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$ $\Delta H° = -1.234{,}7\ kJ$
$C_2H_3OCH_3(\ell) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$ $\Delta H° = -1.328{,}3\ kJ$
Hitung $\Delta H°$ untuk reaksi:
$C_2H_5OH(\ell) \rightarrow C_2H_3OCH_3(\ell)$

7. Berapa energi ikatan rata-rata pada molekul H_2, HCl, dan I_2?

8. Berapa energi ikatan rata-rata dalam CO, O_2, dan C_2H_4?

9. Berapa energi ikatan rata-rata dalam molekul N_2, C_2H_2?

10. Hitung $\Delta H°$ reaksi berikut dengan menggunakan Tabel 3.2.
$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$

11. Gunakan data energi ikatan rata-rata untuk menghitung perubahan entalpi reaksi berikut:
(a) $\frac{1}{2}H_2(g) + \frac{1}{2}Br_2(g) \rightarrow HBr(g)$
(b) $CH_4(g) + 4Cl_2(g) \rightarrow CCl_4(g) + 4HCl(g)$

12. Etanol dapat dibuat melalui dua proses reaksi, yaitu:
(a) $C_2H_4(g) + H_2O(g) \rightarrow CH_3CH_2OH(\ell)$
(b) $C_2H_6(g) + H_2O(g) \rightarrow CH_3CH_2OH(\ell) + H_2(g)$
Manakah yang lebih efisien secara energi?

D. Kalor Bahan Bakar dan Sumber Energi

1. Nilai Kalor Bahan Bakar

Batubara, minyak bumi, dan gas alam merupakan sumber utama energi bahan bakar. Minyak tanah dan gas LPG biasa digunakan untuk memasak di rumah-rumah. Gasolin (terutama bensin) digunakan sebagai bahan bakar kendaraan bermotor. Bahan bakar untuk industri selain solar, juga digunakan batubara.

Dengan pengetahuan termokimia, Anda dapat membandingkan bahan bakar apa yang paling efektif dan efisien untuk digunakan sebagai alternatif sumber energi. Untuk mengetahui jenis bahan bakar yang efektif dan efisien sesuai kebutuhan, dapat dilakukan pengujian dengan cara membakar bahan bakar. Kalor yang dilepaskan dipakai memanaskan air dan kalor yang diserap oleh air dihitung.

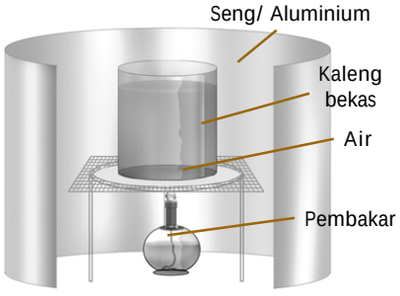
Aktivitas Kimia 3.2

Penentuan Kalor Reaksi Menggunakan Kalorimeter Sederhana

Tujuan
Menentukan kalor yang dilepaskan BBM

Alat
1. Kaleng bekas
2. Lembaran seng/aluminium
3. Pembakar
4. kaki tiga dan kasa

Bahan
1. Air (H_2O)
2. Alkohol
3. Minyak tanah
4. Bensin
5. Solar
6. Spiritus



Langkah Kerja

1. Sediakan kaleng bekas obat nyamuk dan potong bagian atasnya.
2. Sediakan lembaran seng atau aluminium dan dilipat seperti pipa atau kotak untuk menutupi pembakaran (berguna untuk mengurangi panas yang hilang akibat radiasi).
3. Susun alat-alat seperti gambar.
4. Masukkan 100 g air ke dalam kaleng bekas.
5. Masukkan 20 g bahan bakar yang akan diukur kalornya ke dalam pembakar.
6. Nyalakan pembakar dan tutup dengan kotak seng, agar panas yang terjadi tidak hilang.

BBM	ΔH (J g^{-1})	Volume BBM terbakar (mL)	Harga per Liter/ (Rupiah)
Alkohol			
Minyak Tanah			
Bensin			
Solar			
Spiritus			
LPG			

Pertanyaan

1. Hitung kalor yang diserap kaleng dan kalor yang diserap oleh air, kemudian hitung kalor yang dilepaskan oleh BBM.
2. Manakah yang lebih efektif dan efisien untuk keperluan di rumah?
3. Manakah yang lebih efektif dan efisien untuk keperluan kendaran bermotor?

Efektivitas bahan bakar dapat dibandingkan berdasarkan jumlah kalor dengan volume yang sama. Pada volume yang sama, semakin besar jumlah kalor yang dilepaskan, semakin efektif bahan bakar tersebut untuk digunakan sesuai kebutuhan. Efisiensi bahan bakar dapat dibandingkan berdasarkan jumlah volume dan harga. Untuk volume yang sama, semakin murah harga BBM, semakin efisien BBM tersebut untuk digunakan sesuai kebutuhan. Namun, ada beberapa aspek yang perlu diperhatikan berkaitan dengan penggunaan BBM. Aspek tersebut di antaranya keamanan dan kebersihan lingkungan.

Bensin tidak dapat digunakan untuk kebutuhan di rumah sebab bensin mudah menguap sehingga mudah terbakar, yang berdampak pada risiko keamanan. Minyak tanah tidak dapat digunakan untuk kendaraan bermotor sebab sukar terbakar dan bersifat korosif. Akibatnya, jika minyak tanah dipakai untuk kendaraan, mesin sukar dihidupkan dan cepat rusak. Di samping itu, akibat dari sukar terbakar dapat menimbulkan asap yang tebal dan berdampak pada pencemaran lingkungan.

2. Sumber Energi Baru

Bahan bakar minyak bumi, dan gas alam, masih merupakan sumber energi utama dalam kehidupan sekarang. Akan tetapi, hasil pembakarannya menjadi masalah besar bagi lingkungan. Di samping itu, sumber energi tersebut tidak terbarukan dan dalam beberapa puluh tahun ke depan akan habis. Berdasarkan permasalahan lingkungan dan tidak dapat diperbaruinya sumber energi, para ilmuwan berupaya memperoleh sumber energi masa depan dengan pertimbangan aspek lingkungan, ekonomi, dan bahan dasar. Terdapat beberapa sumber energi potensial yang dapat dimanfaatkan di antaranya sinar matahari, reaksi nuklir (fusi dan fisi), biomassa tanaman, biodiesel, dan bahan bakar sintetis.

a. Energi Matahari

Pemanfaatan langsung sinar matahari sebagai sumber energi bagi rumah tangga, industri, dan transportasi tampaknya menjadi pilihan utama untuk jangka waktu panjang, dan sampai saat ini masih terus dikembangkan. Dengan menggunakan teknologi *sel surya*, energi matahari diubah menjadi energi listrik. Selanjutnya, energi listrik ini dapat dimanfaatkan untuk berbagai aplikasi, baik kendaraan bertenaga surya maupun untuk peralatan rumah tangga.

b. Pemanfaatan Batubara

Deposit batubara di Indonesia masih cukup melimpah. Deposit terbesar berada di Pulau Kalimantan. Pada dasarnya, kandungan utama batubara adalah karbon dalam bentuk karbon bebas maupun hidrokarbon.

Batubara banyak dimanfaatkan sebagai sumber bahan bakar, baik dirumah tangga maupun industri. PLTU menggunakan batubara untuk menggerakkan turbin sebagai sumber energi arus listrik. Selain itu, batubara juga dimanfaatkan untuk pembuatan kosmetik dan *compac disk* (CD).

Kelemahan dari pembakaran batubara adalah dihasilkannya gas SO_2. Untuk menghilangkan gas SO_2 dapat diterapkan proses *desulfurisasi*. Proses ini menggunakan serbuk kapur ($CaCO_3$) atau *spray* air kapur [$Ca(OH)_2$] dalam alat *scrubers*. Reaksi yang terjadi:

$$CaCO_3(s) + SO_2(g) \rightarrow CaSO_3(s) + CO_2(g)$$

$$Ca(OH)_2(aq) + SO_2(g) \rightarrow CaSO_3(s) + H_2O(\ell)$$

Namun, biaya operasional desulfurisasi dan pembuangan deposit padatan kembali menjadi masalah baru.

Untuk meningkatkan nilai dari batubara dan menghilangkan pencemar SO_2, dilakukan rekayasa batubara, seperti gasifikasi dan reaksi karbon-uap. Pada gasifikasi, molekul-molekul besar dalam batubara dipecah melalui pemanasan pada suhu tinggi (600°C – 800°C) sehingga dihasilkan bahan bakar berupa gas. Reaksinya adalah sebagai berikut.

$$\text{Batubara}(s) \rightarrow \text{batubara cair (mudah menguap)} \rightarrow CH_4(g) + C(s)$$

Arang yang terbentuk direaksikan dengan uap air menghasilkan campuran gas CO dan H_2, yang disebut gas sintetik. Reaksinya:

$$C(s) + H_2O(\ell) \rightarrow CO(g) + H_2(g) \quad \Delta H = 175 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Untuk meningkatkan nilai gas sintetik, gas CO diubah menjadi bahan bakar lain. Misalnya, gas CO direaksikan dengan uap air menjadi CO_2 dan H_2. Reaksinya:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2(g) \quad \Delta H = -41 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Gas CO_2 yang dihasilkan selanjutnya dipisahkan. Campuran gas CO dan H_2 yang telah diperkaya akan bereaksi membentuk metana dan uap air. Reaksinya:

$$CO(g) + 3H_2(g) \rightarrow CH_4(g) + H_2O(g) \quad \Delta H = -206 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Catatan *Note*

Batubara, minyak bumi, dan gas alam yang merupakan sumber energi utama, dikenal sebagai bahan bakar fosil.

Coal, petroleum, and natural gas, which are major sources of energy are known as fossil fuels.

Setelah H_2O diuapkan, akan diperoleh CH_4 yang disebut gas alam sintetik. Dengan demikian, batubara dapat diubah menjadi metana melalui proses pemisahan batubara cair.

c. Bahan Bakar Hidrogen

Salah satu sumber energi baru adalah hasil reaksi dari gas H_2 dan O_2. Di laboratorium, reaksi ini dapat dilakukan dalam tabung *eudiometer*, yang dipicu oleh bunga api listrik menggunakan *piezoelectric*. Ketika tombol *piezoelectric* ditekan akan terjadi loncatan bunga api listrik dan memicu terjadinya reaksi H_2 dan O_2. Persamaan termokimianya:

$$H_2(g) + \tfrac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell) \quad \Delta H° = -286 \text{ kJ}$$

Untuk jumlah mol yang sama, kalor pembakaran gas H_2 sekitar 2,5 kali lebih besar dari kalor pembakaran gas alam. Di samping itu, pembakaran gas H_2 menghasilkan produk ramah lingkungan (air).

Masalah yang mengemuka dari sumber energi ini adalah aspek ekonomi, terutama dalam biaya produksi dan penyimpanan gas H_2 serta transportasi gas H_2. Walaupun gas hidrogen melimpah di alam, tetapi jarang terdapat sebagai gas H_2 bebas, melainkan bersenyawa dengan berbagai unsur. Untuk memperoleh sumber utama gas hidrogen, salah satunya adalah pengolahan gas metana dengan uap air:

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightarrow 3H_2(g) + CO(g) \quad \Delta H° = 206 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Reaksi tersebut sangat endotermik sehingga pengolahan metana dengan uap air tidak efisien untuk memperoleh gas H_2 sebagai bahan bakar. Dengan kata lain, lebih ekonomis menggunakan metana langsung sebagai bahan bakar.

3. Sumber Energi Terbarukan

Apakah yang dimaksud sumber energi terbarukan? Sumber energi terbarukan adalah sumber energi yang dapat diperbarui kembali, misalnya minyak kelapa sawit. Minyak kelapa ini dapat dijadikan sumber energi dan dapat diperbarui dengan cara menanam kembali pohon kelapa sawitnya.

Sumber energi terbarukan yang berasal dari tanaman atau makhluk hidup dinamakan bioenergi. Biodiesel adalah bahan bakar diesel (fraksi diesel) yang diproduksi dari tumbuh-tumbuhan. Salah satu sumber energi terbarukan adalah alkohol, yakni etanol (C_2H_6O). Alkohol dapat diproduksi secara masal melalui fermentasi pati, yaitu pengubahan karbohidrat menjadi alkohol dengan bantuan ragi (enzim). Sumber karbohidrat dapat diperoleh dari buah-buahan, biji-bijian, dan tebu.

$$\underset{\text{Pati}}{(C_6H_{10}O_5)x} + xH_2O \rightarrow \underset{\text{Glukosa}}{xC_6H_{12}O_6} \rightarrow \underset{\text{Etanol}}{2C_2H_5OH} + 2CO_2$$

Berdasarkan hasil penelitian, diketahui bahwa mesin mobil yang menggunakan bahan bakar gasohol (campuran bensin dan etanol 10%) sangat baik, apalagi jika alkohol yang digunakan kemurniannya tinggi. Akan tetapi, alkohol sebagai bahan bakar kendaraan juga memiliki kendala, yaitu alkohol sukar menguap (T_d = 79°C) sehingga pembakaran alkohol harus dilakukan pada suhu relatif tinggi atau dapat terbakar jika mesin kendaraan sudah panas.

Kegiatan Inkuiri



Bakteri aerob maupun anaerob dapat dijadikan sumber energi listrik sebab perombakan limbah organik oleh bakteri melalui reaksi redoks. Buatlah suatu proyek ilmiah pembuatan energi listrik dari bakteri. Carilah data-data atau informasi di dalam media internet,media cetak, dan perpustakaan.

Tes Kompetensi Subbab D

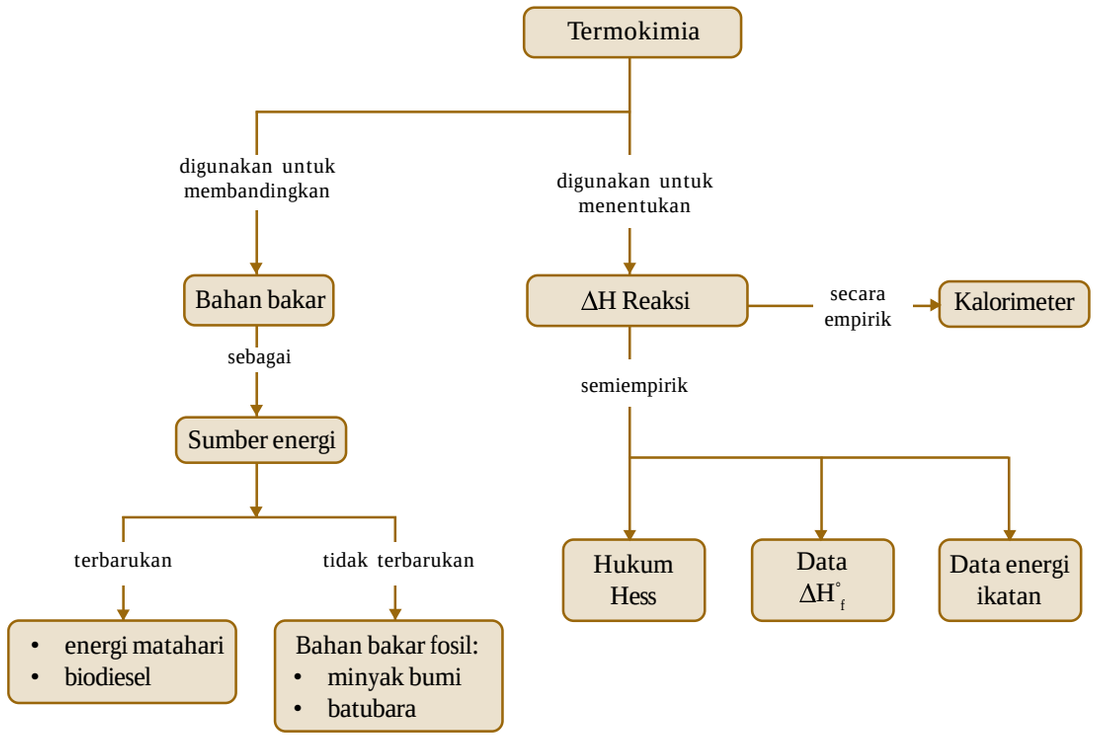
Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Apakah yang dimaksud dengan sel surya?
2. Jelaskan kembali proses gasifikasi batubara.
3. Jelaskan kembali bagaimana meningkatkan nilai jual gas sintetik menjadi gas alam sintetik.
4. Bandingkan efektivitas bahan bakar gas hidrogen, gas sintetik, dan gas metana ditinjau dari aspek kalor pembakaran yang terlibat.
5. Apakah yang dimaksud dengan sumber energi terbarukan?
6. Jika minyak kelapa sawit dijadikan sumber energi terbarukan, masalah utama adalah sukar terbakar, mengapa?

Rangkuman

1. Entalpi merupakan fungsi keadaan, yakni hanya bergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir, tidak bergantung proses reaksi.
2. Sistem adalah sesuatu yang didefinisikan sebagai pusat kajian, sedangkan lingkungan adalah segala sesuatu selain sistem. Sistem dan lingkungan dinamakan semesta.
3. Jika reaksi kimia melepaskan kalor dinamakan reaksi eksoterm, sedangkan jika reaksi yang menyerap kalor dikatakan reaksi endoterm.
4. Entalpi pembentukan standar adalah perubahan entalpi pembentukan 1 mol senyawa dari unsur-unsurnya pada 298K dan 1 atm.
5. Pengukuran ΔH reaksi dapat dilakukan secara percobaan menggunakan kalorimeter, dengan cara mengukur suhu sebelum dan sesudah reaksi.
6. Senyawa yang tidak dapat ditentukan $\Delta H°$-nya secara percobaan dapat dihitung menggunakan hukum Hess dan data $\Delta H°$ pembentukan.
7. Hukum Hess menyatakan bahwa perubahan entalpi hanya ditentukan oleh keadaan awal dan akhir, dan tidak bergantung pada proses reaksi.
8. Perhitungan perubahan entalpi reaksi dapat ditentukan berdasarkan data perubahan entalpi pembentukan standar.
9. Perubahan entalpi dapat ditentukan dari perubahan entalpi standar yang terdapat dalam *handbook* menggunakan rumus:
 $\Delta H^{o}_{\text{Reaksi}} = \sum \Delta H^{o}_{\text{f (Produk)}} - \sum \Delta H^{o}_{\text{f (Pereaksi)}}$
10. Perubahan entalpi reaksi dapat juga ditentukan dari data energi ikatan rata-rata, melalui persamaan:
 $\Delta H = \sum D_{\text{(pemutusan ikatan)}} - \sum D_{\text{(pembentukan ikatan)}}$

Peta Konsep



Refleksi

Pada bab termokimia ini, Anda telah mengetahui cara menentukan energi yang menyertai suatu reaksi kimia. Selain itu, Anda pun mengetahui reaksi-reaksi yang menghasilkan energi sehingga dapat digunakan untuk kepentingan manusia. Akan tetapi, penggunaan energi secara tidak bijaksana dapat menimbulkan dampak negatif seperti meningkatnya polusi dan menipisnya cadangan energi. Jelaskan manfaat lainnya setelah mempelajari bab termokimia ini.

Evaluasi Kompetensi Bab 3

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Energi yang terkandung dalam suatu materi disebut
 A. kalor
 B. entalpi
 C. energi internal
 D. energi potensial
 E. energi kinetik

2. Energi yang berpindah dari satu materi ke materi lain disebut
 A. kalor
 B. kerja
 C. entalpi
 D. energi listrik
 E. energi mekanik

3. Perpindahan energi dari satu keadaan ke keadaan lain pada tekanan tetap disebut
 A. kalor
 B. kerja
 C. entalpi
 D. energi potensial
 E. energi kinetik

4. Logam besi dipanaskan dari 30°C sampai dengan 150°C. Jika berat besi 2 kg dan kalor jenis besi 0,5 J $g^{-1}°C^{-1}$, kalor yang diperlukan adalah
 A. 50 kJ
 B. 70 kJ
 C. 90 kJ
 D. 120 kJ
 E. 150 kJ

5. Sifat-sifat entalpi sebagai berikut, *kecuali*
 A. kalor pada tekanan tetap
 B. tidak dapat diukur selain perubahannya
 C. energi yang menyertai reaksi kimia pada tekanan tetap
 D. panas yang terkandung dalam suatu materi
 E. perubahan energi pada tekanan tetap

6. Jika ingin mengetahui reaktivitas HCl pada besi, Anda masukkan logam besi ke dalam larutan HCl. Dalam hal ini yang disebut sistem adalah
 A. larutan HCl
 B. logam besi
 C. pelarut air
 D. HCl dan besi
 E. udara sekitar

7. Di antara proses berikut yang merupakan proses endoterm adalah
 A. awan mengembun
 B. air menjadi es
 C. agar-agar memadat
 D. lelehan besi membeku
 E. awan menjadi hujan

8. Reaksi eksoterm terdapat pada
 A. $Na(s) \rightarrow Na(g)$
 B. $Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$
 C. $NaCl(s) \rightarrow Na^+(g) + Cl^-(g)$
 D. $Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g)$
 E. $Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g)$

9. Penulisan persamaan termokimia sesuai aturan yang berlaku adalah
 A. $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\Delta H = -x$ kJ
 B. $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\Delta H = -x$ kJ
 C. $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$ $\Delta H = -x$ kJ
 D. $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$
 E. $H_2(g) + O_2(g)$ + energi $\rightarrow H_2O(g)$

10. Gas metana sebanyak 5,6 L dibakar pada keadaan STP. Reaksinya:
 $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(\ell)$ $\Delta H = -294$ kJ
 Jumlah kalor yang dilepaskan adalah
 A. –385 kJ
 B. –73,5 kJ
 C. –294 kJ
 D. +385kJ
 E. +73,5 kJ

11. Pembakaran satu mol gas metana mengikuti persamaan termokimia berikut:
 $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(\ell)$ $\Delta H = -294$ kJ
 Jumlah perubahan entalpi untuk reaksi kebalikannya adalah
 A. –147 kJ
 B. –294 kJ
 C. –588 kJ
 D. +147kJ
 E. +294 kJ

12. Pembakaran 100 mL bensin melepaskan kalor sebesar 275 kJ. ΔH untuk pembakaran 1 liter adalah
 A. –275 kJ
 B. –2750 kJ
 C. –2,75 kJ
 D. +275kJ
 E. +2750 kJ

13. Penguapan es kering (CO_2 padat) menyerap kalor 50 J. Jika pencairan es kering membutuhkan kalor 15 J, jumlah kalor yang diserap oleh CO_2 cair agar menguap adalah
 A. 15 J
 B. 35 J
 C. 50 J
 D. 65 J
 E. 100 J

14. Alat yang dapat digunakan untuk mengukur kalor reaksi adalah
 A. kalor jenis
 B. kalorimeter
 C. termometer
 D. termokopel
 E. entalpimeter

15. Diketahui kalor jenis air 1 kal $g^{-1}°C^{-1}$. Jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu 50 g air dari 20°C menjadi 60°C adalah
 A. 1 kkal
 B. 2 kkal
 C. 10 kkal
 D. 20 kkal
 E. 40 kkal

16. Dalam kalorimeter, 50 g air dingin (25°C) dicampur dengan 50 g air panas (65°C), dan suhu campuran 45°C. Jika tidak ada kalor yang hilang, jumlah kalor yang dilepaskan air panas adalah (Diketahui kalor jenis air = 4 J $g^{-1}°C^{-1}$)
 A. 3 kJ
 B. 4 kJ
 C. 10 kJ
 D. 15 kJ
 E. 25 kJ

Perhatikan penjelasan berikut untuk menjawab soal nomor 17 dan 18.

Dalam kalorimeter, 50 g air dingin (30°C) dicampur dengan 50 g air panas (70°C), dan suhu campuran 45°C. Diketahui kalor jenis air = 4 J $g^{-1}°C^{-1}$.

17. Jumlah kalor yang diserap oleh kalorimeter adalah
 A. 0,5 kJ
 B. 1,0 kJ
 C. 2,0 kJ
 D. 3,0 kJ
 E. 5,0 kJ

18. Jika suhu kalorimeter naik sebesar 10°C, jumlah kapasitas kalor kalorimeter (C_k) adalah
 A. 50 J
 B. 100 J
 C. 200 J
 D. 300 J
 E. 500 J

19. Ebtanas 1996:

 Pada kalorimeter 100 mL, NaOH 5% direaksikan dengan 100 mL HCl 10%. Tercatat suhu naik dari 298K menjadi 303K. Jika kalor jenis larutan = 4 J $g^{-1}K^{-1}$ dan massa jenis larutan = 1 g mL^{-1} maka ΔH reaksi tersebut adalah ….
 A. +2 kJ
 B. +4 kJ
 C. –8 kJ
 D. –2 kJ
 E. –4 kJ

20. Pada kalorimeter, 0,1 g logam Na dimasukkan ke dalam 100 g air. Tercatat suhu naik dari 300K menjadi 350K. Jika kalor jenis larutan 4,0 J $g^{-1}K^{-1}$ dan kapasitas kalor kalorimeter 0 J K^{-1}, jumlah ΔH reaksi tersebut adalah
 A. +20 kJ
 B. +40 kJ
 C. –80 kJ
 D. –20 kJ
 E. –40 kJ

21. Jika sebanyak 10 g NH_4NO_3 dilarutkan dalam 50 g air dalam kalorimeter, suhu larutan turun dari 25°C menjadi 20°C. Jika diketahui kalor jenis larutan 4 J $g^{-1}°C^{-1}$, jumlah kalor pelarutan NH_4NO_3 adalah
 A. +1,2 kJ
 B. +2,0 kJ
 C. +5,0 kJ
 D. –1,2 kJ
 E. –5,0 kJ

22. Persamaan berikut yang termasuk reaksi pembentukan standar adalah
 A. $NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$
 B. $PCl_3(g) + Cl_2(g) \rightarrow PCl_5(g)$
 C. $\frac{1}{2} I_2(g) + \frac{1}{2} H_2(g) \rightarrow HI(g)$
 D. $SO_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow SO_3(g)$
 E. $Ag^+(aq) + Cl\,(aq) \rightarrow AgCl(s)$

23. Di antara reaksi berikut yang tergolong reaksi pernguraian standar adalah
 A. $NH_4Cl(s) \rightarrow NH_3(g) + HCl(g)$
 B. $PCl_5(g) \rightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$
 C. $H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$
 D. $SO_3(g) \rightarrow SO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$
 E. $N_2O_4(g) \rightarrow 2NO_2(g)$

24. Di antara reaksi berikut yang tergolong pembakaran standar adalah
 A. $CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
 B. $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$
 C. $2C_2H_6(s) + 5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(g)$
 D. $2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$
 E. $4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe2O_3(s)$

25. Di antara reaksi reaksi berikut yang menyatakan perubahan entalpi pembentukan CO adalah
 A. $C(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO(g)$
 B. $C(s) + O(g) \rightarrow CO(g)$
 C. $2C(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO(g)$
 D. $C(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow CO(g)$
 E. $C(g) + CO_2(g) \rightarrow 2CO(g)$

26. Kalor pembentukan $CO(g)$ dan $COCl_2(g)$ masing-masing 110 kJ mol^{-1} dan 223 kJ mol^{-1}. Perubahan entalpi standar untuk reaksi:

 $CO(g) + Cl_2(g) \rightarrow COCl_2(g)$ adalah
 A. –333 kJ mol^{-1}
 B. –113 kJ mol^{-1}
 C. 113 kJ mol^{-1}
 D. –233 kJ mol^{-1}
 E. 333 kJ mol^{-1}

27. Diketahui tahap-tahap reaksi sebagai berikut:

 $Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2$ $\quad \Delta H = a$ kJ

 $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$ $\quad \Delta H = b$ kJ

 $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ $\quad \Delta H = c$ kJ

 Menurut hukum Hess, hubungan antara a, b, dan c dinyatakan oleh persamaan
 A. $2a = c–2b$
 B. $a = b + c$
 C. $2b = 2c + a$
 D. $b = c + a$
 E. $2c = a + 2b$

28. Diketahui reaksi berikut:

 $C(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO(g)$ $\quad \Delta H = –a$ kJ

 $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$ $\quad \Delta H = –b$ kJ

 $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H = –c$ kJ

 Menurut hukum Hess, hubungan antara a,b, dan c diberikan oleh persamaan
 A. $a = \frac{1}{2} b + c$
 B. $2a = c–b$
 C. $\frac{1}{2} b = 2a + c$
 D. $c = 2a + \frac{1}{2} b$
 E. $2c = 2a + b$

29. UMPTN 1999/C:

 Diketahui persamaan termokimia berikut:

 $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow N_2O_4(g)$ $\quad \Delta H = a$ kJ

 $NO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow NO_2(g)$ $\quad \Delta H = b$ kJ

 Nilai ΔH reaksi: $2NO(g) \rightarrow N_2O_4(g)$ adalah
 A. (a + b) kJ
 B. (a + 2b) kJ
 C. (–a + 2b) kJ
 D. (a–2b) kJ
 E. (2a + b) kJ

30. Jika diketahui:

$MO_2 + CO \rightarrow MO + CO_2$ $\Delta H = -20$ kJ
$M_3O_4 + CO \rightarrow 3MO + CO_2$ $\Delta H = +6$ kJ
$3M_2O_3 + CO \rightarrow 2M_3O_4 + CO_2$ $\Delta H = -12$ kJ
maka nilai ΔH untuk reaksi:
$2MO_2 + CO \rightarrow M_2O_3 + CO_2$ adalah

A. –40 kJ D. –18 kJ
B. –28 kJ E. +18 kJ
C. –26 kJ

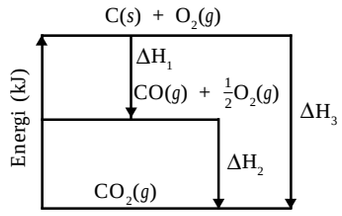
31. Ebtanas 1999:

Diketahui:
$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$ $\Delta H = -300$kJ
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$ $\Delta H = -190$kJ
maka ΔH untuk reaksi:
$2S(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$ adalah

A. +790 kJ D. –395 kJ
B. +395 kJ E. –790 kJ
C. –110 kJ

32. Ebtanas 2000:

Perhatikan diagram tingkat energi berikut.



Berdasarkan diagram tersebut, hubungan antara ΔH_1, ΔH_2, dan ΔH_3 yang benar adalah

A. $\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_3$
B. $\Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_1$
C. $\Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2$
D. $\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$
E. $\Delta H_3 = \Delta H_2 - \Delta H_1$

33. Diketahui:
$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(\ell)$ $\Delta H° = -570$ kJ
$N_2O_5(g) + H_2O(\ell) \rightarrow 2HNO_3(\ell)$ $\Delta H° = -77$ kJ
$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}O_2(g) + \frac{1}{2}H_2(g) \rightarrow HNO_3(\ell)$ $\Delta H° = -174$ kJ
Berdasarkan data tersebut, harga ΔH^0_f $N_2O_5(g)$ adalah

A. +14 kJ D. 14 kJ
B. 822 kJ E. +57 kJ
C. +28 kJ

34. Diketahui:
$H_2O(\ell) \rightarrow H_2O(s)$ $\Delta H = -1{,}4$ kkal
$H_2O(\ell) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$ $\Delta H = +68{,}3$ kkal
$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\Delta H = -57{,}8$ kkal
Perubahan entalpi ketika es menguap adalah

A. +11,9 kkal D. –9,1 kkal
B. –11,9 kkal E. +124,7 kkal
C. +9,1 kkal

35. Diketahui:
$\Delta H°_f\, CO_2(g) = b$ kJ mol^{-1}
$\Delta H°_f\, H_2O(\ell) = c$ kJ mol^{-1}.
Jika ΔH pembakaran asetilen menurut reaksi:

$$C_2H_2(g) + \frac{5}{2}O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + H_2O(\ell)\ \Delta H = -a \text{ kJ}$$

Maka ΔH pembentukan asetilen adalah

A. –a + 2b + c D. +a +2b + c
B. –a –2b + c E. +2a –2b –c
C. +a –2b –c

36. Jika diketahui reaksi:
$2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$ $\Delta H = -569$ kJ
$C(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -394$ kJ
Besarnya $\Delta H°_f$ CO per mol adalah

A. –109,5 kJ D. –284,5 kJ
B. –175 kJ E. –372 kJ
C. –219 kJ

37. Diketahui perubahan entalpi pembentukan standar:
$\Delta H°_f\, Fe_2O_3(s) = -823$ kJ
$\Delta H°_f\, Fe_3O_4(s) = -1120$ kJ
Besarnya $\Delta H°$ reaksi berikut adalah
$3Fe_2O_3(s) \rightarrow 2Fe_3O_4(s) + \frac{1}{2}O_2(g)$

A. –229 kJ D. +229 kJ
B. –297 kJ E. +297 kJ
C. –1943 kJ

38. UMPTN 1989/C:

Diketahui:
Kalor pembakaran $C_3H_6 = -a$ kJ mol^{-1}
$\Delta H°_f\, CO_2(g) = -b$ kJ mol^{-1}
$\Delta H°_f\, H_2O(\ell) = -c$ kJ mol^{-1}
$\Delta H°_f\, C_3H_6$ (dalam kJ mol^{-1}) adalah

A. a – 3b – 3c D. a + 3b +3c
B. a –3b +3c E. –a + 3b + 3c
C. a + 3b 3c

39. Ebtanas 1997:

Jika data entalpi pembentukan standar:
$C_3H_8(g) = -104$ kJ mol^{-1}; $CO_2(g) = -394$ kJ mol^{-1};
$H_2O(\ell) = -286$ kJ mol^{-1}
Harga ΔH untuk pembakaran propana:
$C_3H_8(g) + 5O_2(g)$ reaksi $\rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(\ell)$ adalah

A. –1.034 kJ D. –2.222 kJ
B. –1.121 kJ E. –2.232 kJ
C. –1.134 kJ

40. Jika $\Delta H°$ pembakaran $C_4H_8(g) = x$ kJ mol^{-1}, $\Delta H°$ reaksi: $2C_2H_4(g) \rightarrow C_4H_8(g) = y$ kJ mol^{-1} maka $\Delta H°$ untuk pembakaran $C_2H_4(g)$ adalah

A. $(x+y)/2$ D. $(x/2) + y$
B. $(y-x)/2$ E. $2x-y$
C. $x + (y/2)$

41. Energi ikatan rata-rata untuk C ≡ C; C = C; C–C; C–H, H–H pada 298K masing-masing 835, 610, 346, 413, dan 436 dalam satuan kJ mol^{-1}. Harga (dalam kJ mol^{-1}) untuk reaksi berikut:

$2H_2(g) + HC \equiv CH(g) \rightarrow H_3C–CH_3(g)$ adalah

A. –665 D. +665
B. –291 E. +319
C. +291

42. Ebtanas 2000:

Diketahui energi ikatan rata-rata dari:
C = C = 607 kJ mol^{-1}; C–C = 343 kJ mol^{-1};
C–H = 410 kJ mol^{-1}; C–Cl = 328 kJ mol^{-1};
dan H–Cl = 431 kJ mol^{-1}.
Perubahan entalpi dari reaksi:
$CH_2 = CH–CH_3 + H–Cl \rightarrow CH_3–CH(Cl)–CH_3$ adalah

A. +710 kJ mol^{-1}
B. +373 kJ mol^{-1}
C. +43 kJ mol^{-1}
D. –43 kJ mol^{-1}
E. –86 kJ mol^{-1}

43. Jika proses penguraian H_2O ke dalam atom-atomnya memerlukan energi sebesar 220 kkal per mol maka energi ikatan rata-rata O–H adalah

A. +220 kkal mol^{-1} D. –110 kkal mol^{-1}
B. –220 kkal mol^{-1} E. +55 kkal mol^{-1}
C. +110 kkal mol^{-1}

44. Energi ikatan rata-rata C–H, C ≡ C, H–H, masing-masing adalah 415 kJ mol^{-1}, 833 kJ mol^{-1}, dan 463 kJ mol^{-1}. ΔH untuk pembentukan C(*s*) → C(*g*) adalah 715 kJ mol^{-1}. Berdasarkan data tersebut, kalor pembentukan gas etuna adalah

A. –630 kJ mol^{-1} D. –230 kJ mol^{-1}
B. +2529 kJ mol^{-1} E. +230 kJ mol^{-1}
C. –1445 kJ mol^{-1}

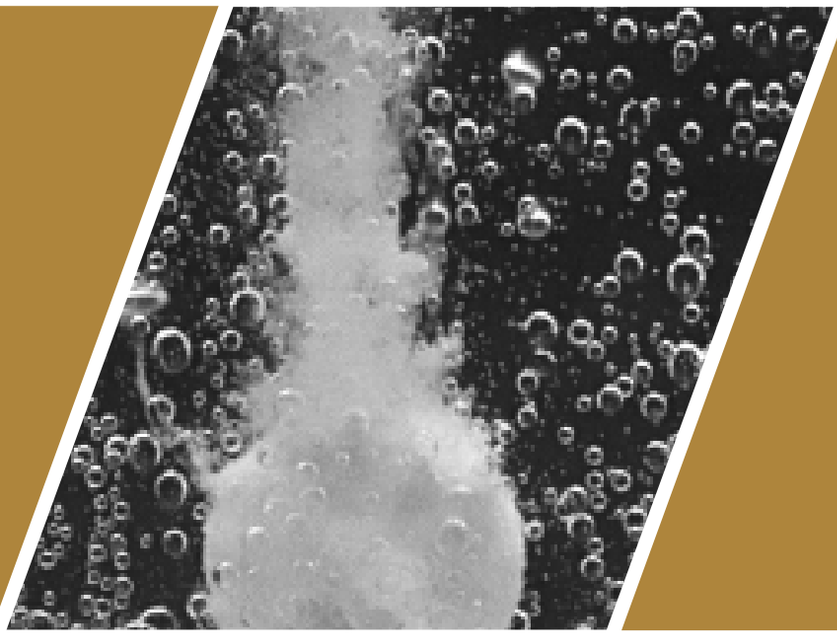
45. Di antara reaksi berikut yang disertai perubahan entalpi yang besarnya sama dengan energi ikatan H–I adalah

A. $2HI(g) \rightarrow H_2(g) + I_2(g)$
B. $HI(g) \rightarrow \frac{1}{2}H_2(g) + \frac{1}{2}I_2(g)$
C. $HI(g) \rightarrow H^+(g) + I^-(g)$
D. $HI(g) \rightarrow \frac{1}{2}H_2(s) + \frac{1}{2}I_2(s)$
E. $HI(g) \rightarrow H(g) + I(g)$

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Jelaskan bahwa sesuatu yang panas mengandung banyak kalor adalah konsep yang salah jika dihubungkan dengan konsep energi.
2. Apakah proses berikut eksoterm atau endoterm?
 (a) Jika padatan KBr dilarutkan dalam air, larutan yang diperoleh lebih dingin.
 (b) Gas CH_4 dibakar dalam tungku udara-tekan.
 (c) Jika H_2SO_4 ditambahkan ke dalam air, larutan yang diperoleh sangat panas.
3. Reaksi berikut:
 $SO_3(g) + H_2O(g) \rightarrow H_2SO_4(aq)$
 merupakan tahap akhir dalam produksi asam sulfat secara komersial. Perubahan entalpi reaksi ini adalah –266 kJ. Untuk membangun industri asam sulfat, apakah perlu disediakan pemanasan atau pendinginan reaksi? Jelaskan.
4. Perubahan entalpi untuk reaksi berikut:
 $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$
 adalah –891 kJ. Hitung perubahan entalpi untuk:
 (a) 10 g metana dibakar dalam oksigen berlebih?
 (b) 10 L metana pada 25°C dan tekanan 2 atm dibakar dalam oksigen berlebih? (R = 0,0821 L atm mol^{-1} K^{-1})
5. Sebuah kalorimeter dikalibrasi dengan cara mencampurkan 50 g air panas ke dalam 100 g air dingin dalam kalorimeter yang dikalibrasi. Suhu awal air panas adalah 83,5°C dan suhu awal air dingin 24,5°C. Suhu akhir campuran adalah 41,5°C. Berapa harga kapasitas kalor kalorimeter jika kalorimeter mengalami kenaikan suhu sebesar 5°C. Kalor jenis air adalah 4,184 J g^{-1} K^{-1}.
6. Dalam kalorimeter, 50 mL $AgNO_3$ dan 50 mL HCl dicampurkan. Terjadi reaksi sebagai berikut.
 $Ag^+(aq) + Cl(aq) \rightarrow AgCl(s)$
 Jika kedua larutan pada saat pencampuran suhu awalnya sama 25°C dan suhu akhirnya 27,5°C. Hitung ΔH reaksi. Kalor jenis larutan 4 J g^{-1} K^{-1}. ($\rho_{larutan}$ = 1,2 g mL^{-1})
7. Diketahui:
 $N_2(g) + 3O_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2HNO_3(aq)$ ΔH = –207 kJ
 $N_2O_5(g) + H_2O(g) \rightarrow 2HNO_3(aq)$ ΔH = +218 kJ
 $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$ ΔH = –286 kJ
 Hitung ΔH untuk reaksi berikut:
 $2N_2(g) + 5O_2(g) \rightarrow 2N_2O_5(g)$
8. Nilai ΔH untuk reaksi:
 $2ZnS(s) + O_2(g) \rightarrow 2ZnO(s) + 2S(g)$
 adalah –290,8 kJ. Hitung nilai ΔH untuk reaksi
 $ZnO(s) + S(s) \rightarrow ZnS(s) + \frac{1}{2}O_2(g)$
9. Diketahui:
 $\Delta^\circ_f H_2O(g)$ = –242 kJ mol^{-1}
 $\Delta^\circ_f HCl(g)$ = –92 kJ mol^{-1}
 Hitunglah ΔH untuk reaksi berikut.
 $2Cl_2(g) + 2H_2O(g) \rightarrow 4HCl(g) + O_2(g)$
10. Gunakan data energi ikatan untuk meramalkan ΔH pada reaksi berikut.
 a. $N_2F_2(g) + F_2(g) \rightarrow N_2F_4(g)$
 b. $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(g)$
 c. $2H_2(g) + N_2(g) \rightarrow N_2H_4(g)$
 d. $HCN(g) + 2H_2(g) \rightarrow CH_3NH_2(g)$

Bab 4



Sumber: *Chemistry The Central Science*, 2000

Reaksi tablet antara multivitamin dan air dapat diamati secara langsung.

Kecepatan Reaksi

Hasil yang harus Anda capai:

memahami kinetika reaksi, kesetimbangan kimia, dan faktor-faktor yang memengaruhinya, serta penerapannya dalam kehidupan sehari-hari dan industri.

Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu:

- mendeskripsikan pengertian laju reaksi dengan melakukan percobaan tentang faktor-faktor yang memengaruhi laju reaksi;
- memahami teori tumbukan (tabrakan) untuk menjelaskan faktor-faktor penentu laju dan orde reaksi, dan tetapannya dalam kehidupan sehari-hari.

Salah satu kajian utama dalam ilmu Kimia setelah termodinamika (termokimia) dan struktur (bentuk molekul dan sifat-sifatnya) adalah kinetika reaksi (kecepatan reaksi). Jika dalam termokimia mempelajari hubungan energi dan reaksi maka kinetika mengkaji mekanisme reaksi (proses). Mekanisme reaksi sifatnya teoritis, yang perlu dibuktikan kebenarannya melalui kajian kecepatan reaksi. Kecepatan reaksi sendiri mengkaji hubungan antara reaksi dan waktu untuk menentukan orde reaksi. Berdasarkan orde reaksi ini, mekanisme suatu reaksi dapat diterima kebenarannya.

Apakah pengertian kecepatan reaksi? Faktor-faktor apa sajakah yang memengaruhi kecepatan reaksi? Apakah faktor-faktor penentu kecepatan dan orde reaksi? Anda bisa menjawab pertanyaan-pertanyaan tersebut jika Anda mempelajari bab ini secara saksama.

A. Kecepatan Reaksi
B. Faktor-Faktor yang Memengaruhi Kecepatan Reaksi
C. Kecepatan Reaksi dan Tingkat Reaksi
D. Teori Tumbukan dan Energi Pengaktifan
E. Aplikasi Kecepatan Reaksi

Tes Kompetensi Awal

1. Apa yang Anda ketahui tentang kecepatan reaksi?
2. Tuliskan contoh reaksi yang berlangsung cepat dan reaksi yang berlangsung lambat.
3. Tuliskan contoh penerapan kecepatan reaksi pada kehidupan sehari-hari.

A. Kecepatan Reaksi

Sifat-sifat suatu materi dapat dipelajari berdasarkan strukturnya (bentuk molekul). Besarnya energi yang terlibat dalam suatu reaksi dapat diketahui dari kajian termokimia. Bagaimana dengan tingkat reaksi? Berapakah lama waktu yang diperlukan oleh suatu reaksi? Ini hanya dapat diketahui dengan mempelajari kecepatan reaksi (*rate of reaction*).

1. Kemolaran (Konsentrasi Larutan)

Sebelum membahas kecepatan reaksi, terlebih dahulu Anda akan dikenalkan dengan satuan konsentasi larutan yang digunakan dalam kecepatan reaksi. Satuan yang dimaksud adalah kemolaran. *Kemolaran adalah satuan konsentrasi larutan untuk menyatakan jumlah mol zat terlarut per liter larutan*, dilambangkan dengan M. Secara matematika, kemolaran dapat diungkapkan dengan persamaan berikut.

$$\text{Kemolaran larutan (M)} = \frac{\text{jumlah mol zat terlarut}}{\text{jumlah liter larutan}} = \frac{\text{mol}}{\text{liter}}$$

Kata Kunci

- Kecepatan
- Variabel bebas
- Variabel kontrol
- Variabel terikat

Contoh 4.1

Menghitung Kemolaran Larutan

Sebanyak 58,5 g NaCl dilarutkan dalam air sehingga volume larutan menjadi 500 mL. Berapakah kemolaran larutan NaCl?
Diketahui M_r NaCl = 58,5

Jawab:

Ubah satuan berat (g) ke dalam mol, kemudian hitung kemolaran larutannya.

$$\text{Jumlah mol NaCl} = \frac{58{,}5\,\text{g}}{58{,}5\,\text{g mol}^{-1}} = 1\ \text{mol}$$

$$\text{Kemolaran larutan} = \frac{1\ \text{mol}}{500\,\text{mL}} \times \frac{1.000\,\text{mL}}{\text{liter}} = 2\ \text{mol L}^{-1}$$

Jadi, kemolaran larutan NaCl = 2 M.

Jika pembilang dan penyebut pada persamaan tersebut dibagi oleh faktor 1.000, nilai kemolaran larutan tidak berubah, tetapi satuannya yang berubah. Satuan mol/1.000 adalah milimol (mmol) dan satuan liter/1.000 adalah mililiter (mL). Jadi, kemolaran dapat dinyatakan sebagai berikut.

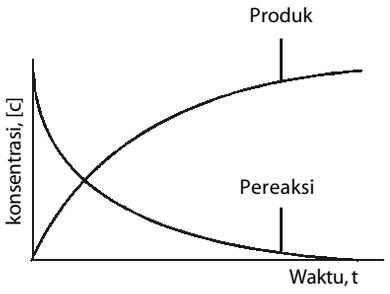
$$\text{Kemolaran} = \frac{\text{mol}}{\text{liter}} = \frac{\text{mmol}}{\text{mL}}$$

2. Pengertian Kecepatan Reaksi

Anda tentu pernah mendengar bom meledak atau besi berkarat. Ledakan bom berlangsung begitu cepat hingga orang-orang di sekitarnya tidak sempat menghindar. Sebaliknya, pengaratan besi sukar diamati secara langsung disebabkan reaksinya berlangsung sangat lambat.

Apakah yang dimaksud dengan kecepatan reaksi? Dalam ilmu Fisika (kinematika), Anda telah belajar kecepatan, yaitu perubahan jarak per satuan waktu, $v = \frac{\Delta x}{\Delta t}$. Dalam ilmu Kimia, *kecepatan reaksi* didefinisikan sebagai perubahan konsentrasi molar pereaksi atau hasil reaksi per satuan waktu.

Jika Anda melakukan reaksi, akan tampak bahwa konsentrasi molar pereaksi berkurang, sedangkan konsentrasi molar hasil reaksi bertambah sampai semua pereaksi habis. Perubahan konsentrasi molar pereaksi dan hasil reaksi akan tampak seperti pada **Gambar 4.1** jika dialurkan ke dalam bentuk grafik. Baik pereaksi maupun hasil reaksi berubah secara eksponensial.



Gambar 4.1
Kurva perubahan konsentrasi terhadap waktu.

Perhatikan reaksi berikut.

$A + B \rightarrow X$

Laju reaksinya dapat dinyatakan dalam rumus berikut.

$$\text{Kecepatan} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{\Delta[X]}{\Delta t}$$

$\Delta[A]$ dan $\Delta[B]$ menyatakan perubahan konsentrasi molar pereaksi; $\Delta[X]$ menyatakan perubahan konsentrasi molar hasil reaksi; Δt menyatakan rentang waktu reaksi. Tanda negatif menunjukkan bahwa konsentrasi pereaksi berkurang, tanda positif menunjukkan konsentrasi hasil reaksi bertambah.

Satuan untuk kecepatan reaksi yaitu kemolaran per satuan waktu ($M\ s^{-1}$). Untuk sistem gas, kecepatan reaksi dapat dinyatakan dalam satuan tekanan parsial per satuan waktu, yaitu $atm\ s^{-1}$ atau $mmHg\ s^{-1}$.

3. Jenis Perubahan Konsentrasi Reaksi per Satuan Waktu (*Rate of Reaction*)

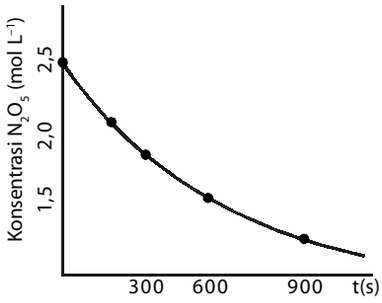
Dalam ilmu Fisika dikenal kecepatan (*velocity*) dan laju (*speed*). Dalam ilmu Kimia, juga dikenal dua jenis *rate of reaction*, yaitu laju reaksi dan kecepatan reaksi. **Laju reaksi** adalah *perubahan konsentrasi molar zat-zat yang bereaksi pada setiap waktu* (laju reaksi sesaat), sedangkan **kecepatan reaksi** adalah *perubahan konsentrasi molar zat-zat yang bereaksi pada selang waktu tertentu* (laju reaksi rata-rata).

Untuk dapat membedakan kecepatan reaksi dan laju reaksi, Anda dapat menyimak data hasil penguraian N_2O_5 pada **Tabel 4.1**. Reaksinya:

$$2N_2O_5(g) \rightarrow 4NO_2(g) + O_2(g)$$

Tabel 4.1 Data Penguraian N_2O_5

t(s, detik)	N_2O_5 Terurai ($mol\ L^{-1}$)	Laju Reaksi ($mol\ L^{-1}\ s^{-1}$)	Kecepatan Reaksi ($mol\ L^{-1}\ s^{-1}$)
0	2,33	$1{,}42 \times 10^{-3}$	$1{,}44 \times 10^{-3}$
180	2,07	$1{,}27 \times 10^{-3}$	
320	1,90	$1{,}17 \times 10^{-3}$	$1{,}07 \times 10^{-3}$
525	1,68	$1{,}02 \times 10^{-3}$	
860	1,35	$0{,}83 \times 10^{-3}$	$0{,}71 \times 10^{-3}$
1200	1,11	$0{,}68 \times 10^{-3}$	



Gambar 4.2
Contoh kurva perubahan konsentrasi N_2O_5 terhadap waktu.

a. Laju Reaksi

Dalam ilmu Kimia laju reaksi memberikan informasi tentang perubahan konsentrasi reaksi setiap waktu. Perubahan konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi dapat diukur setiap saat, misalnya setiap detik, setiap menit, setiap jam, dan seterusnya. Jika data pada **Tabel 4.1** diubah ke dalam bentuk grafik, laju reaksi membentuk kurva eksponensial (lihat **Gambar 4.2**).

b. Kecepatan Reaksi

Reaksi penguraian N_2O_5 dapat diungkapkan dalam bentuk kecepatan reaksi sebagai berikut:

$$\text{Kecepatan} = -\frac{\Delta[x]}{\Delta t} = -\frac{[N_2O_5]_2 - [N_2O_5]_1}{t_2 - t_1}$$

Oleh karena konsentrasi pereaksi menurun sejalan dengan waktu maka $\{[N_2O_5]_2 - [N_2O_5]_1\}$ berharga negatif, tetapi karena persamaan berharga negatif maka kecepatan reaksi menjadi positif. Simak **Tabel 4.1**, kecepatan reaksi antara rentang waktu ke-320 detik dan ke-525 detik dengan konsentrasi $[N_2O_5]$ masing-masing 1,90 M dan 1,68 M sebagai berikut.

$$\text{Kecepatan} = -\frac{\Delta[N_2O_5]}{\Delta t} = -\frac{1{,}68\,M - 1{,}90\,M}{525\,s - 320\,s} = 1{,}07 \times 10^{-3}\,M\,s^{-1}$$

Kecepatan reaksi penguraian N_2O_5 dan pembentukan O_2 dapat dihubungkan melalui rasio stoikiometri.

Contoh:
Jika dua mol N_2O_5 terurai membentuk satu mol O_2 maka kecepatan penguraian N_2O_5 dua kali pembentukan O_2. Untuk menyetarakannya, kecepatan penguraian N_2O_5 harus dibagi dua.

$$-\frac{\Delta[N_2O_5]}{2\Delta t} = \frac{\Delta[NO]}{4\Delta t} = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

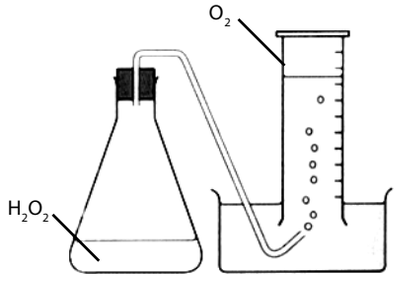
c. Variabel-Variabel Kecepatan Reaksi

Untuk mengukur kecepatan reaksi, Anda harus menetapkan dulu variabel-variabel penyelidikannya, seperti variabel bebas (besaran yang akan diselidiki), variabel terikat (besaran yang bergantung pada variabel bebas), dan variabel kontrol (besaran yang harus dikendalikan).

Contoh:
Anda berencana menyelidiki pengaruh suhu terhadap laju penguraian H_2O_2, contoh set alat percobaan dapat dilihat pada **Gambar 4.3**. Persamaan reaksinya:

$$H_2O_2(\ell) \rightarrow H_2O(\ell) + \frac{1}{2}O_2(g)$$

Manakah variabel bebas, variabel terikat, dan variabel kontrolnya?



Sumber: *Chemistry for You*, 2002

Gambar 4.3
Percobaan sederhana untuk mengukur reaksi penguraian H_2O_2 pada suhu kamar.

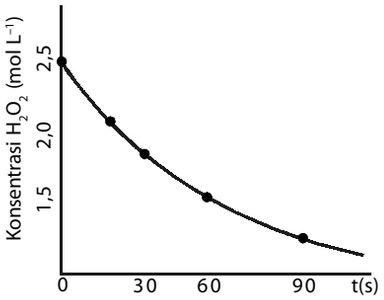
Oleh karena Anda ingin mengetahui pengaruh suhu terhadap penguraian H_2O_2 maka suhu ditetapkan sebagai variabel bebas. Dalam hal ini, Anda bebas menentukan suhu reaksi, misalnya reaksi dilakukan pada 30°C, 40°C, 60°C, dan seterusnya. Besaran lainnya, seperti jumlah mol H_2O_2 dan konsentrasi molar H_2O_2 harus dikendalikan atau dibuat tetap. Besaran-besaran ini dinamakan sebagai **variabel kontrol**.

Bagaimana menentukan variabel terikat? *Variabel terikat* adalah besaran yang dapat diamati dan terukur, nilainya bergantung pada variabel bebas. Untuk dapat menentukan variabel terikat, Anda harus mengetahui jenis dan sifat reaksi yang terjadi agar dapat menentukan indikator terjadinya reaksi dan dijadikan sebagai variabel terikat.

Dalam reaksi kimia, ada beberapa fenomena yang dapat dijadikan indikator, seperti perubahan warna, perubahan suhu, pembentukan gas, dan pembentukan endapan. Dalam reaksi penguraian H_2O_2, terbentuk gas O_2 maka pembentukan gas O_2 dapat dijadikan sebagai indikator. Oleh karena indikator terjadinya reaksi berupa gas maka tekanan atau volume gas O_2 dapat dijadikan variabel terikat.

Setelah semua variabel ditetapkan, selanjutnya Anda membuat tabel untuk menuliskan data hasil pengamatan (lihat **Tabel 4.2**). Dalam tabel tersebut, dapat juga dicantumkan konsentrasi H_2O_2 terurai, yang ditentukan melalui perhitungan.

Untuk tujuan analisis, data tersebut dapat dikonversikan ke dalam bentuk grafik yang menyatakan hubungan antara waktu reaksi dan konsentrasi molar O_2 yang terbentuk atau konsentrasi H_2O_2 yang terurai seperti pada **Gambar 4.4**.



Gambar 4.4
Contoh kurva penguraian H_2O_2 pada 40°C

Tabel 4.2 Contoh Data Pengamatan Reaksi Penguraian H_2O_2 pada 40°C

t/detik	V_{O_2}(mL)	$[H_2O_2]$
0	0	2,5 M
30	10	
60		
90	18	

Tes Kompetensi Subbab A

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Tentukan kemolaran larutan NaOH, jika 25 g NaOH dilarutkan ke dalam 750 mL air? Diketahui M_r NaOH = 40.
2. Berapakah berat $MgCl_2$ yang terdapat dalam larutan $MgCl_2$ 0,5 M? Diketahui M_r $MgCl_2$ = 95.
3. Dalam tabung LPG terdapat campuran gas alam. Jika volume gas dalam tabung 12 liter dan diketahui berat CH_4 10 gram, berapakah kemolaran larutan CH_4 dalam tabung LPG?
4. Jelaskan lagi apa yang dimaksud dengan kecepatan reaksi? Uraikan oleh Anda.
5. Gambarkan grafik secara kasar (sketsa) yang menunjukkan reaksi pembentukan H_2O dari unsur-unsurnya?
6. Jika Anda mereaksikan HCl 0,5 M dengan serbuk $CaCO_3$, perubahan apa yang dapat diukur untuk menentukan kecepatan reaksinya?
7. Reaksi ion bromida dan ion bromat dalam suasana asam mengikuti persamaan kimia berikut:
 $5\,Br(aq) + BrO_3(aq) + 6\,H^+(aq) \rightarrow 3\,Br_2(g) + 3\,H_2O\,(\ell)$
 Jika kecepatan pembentukan H_2O = 1,5 mol L^{-1} s^{-1}, berapa kecepatan penguraian ion bromida?
8. Tentukan variabel bebas, variabel terikat, dan variabel kontrol, jika Anda akan melakukan penyelidikan tentang pengaruh konsentrasi $CaCO_3$ dalam reaksi $CaCO_3$ dan HCl terhadap kecepatan reaksi.

B. Faktor-Faktor yang Memengaruhi Kecepatan Reaksi

Perubahan konsentrasi pereaksi per satuan waktu dapat dimanipulasi agar lebih cepat atau lebih lambat, bahkan reaksi dihentikan. Untuk melakukan manipulasi kecepatan reaksi, Anda perlu mengetahui faktor-faktor apa yang dapat memengaruhi kecepatan sutau reaksi. Faktor-faktor tersebut adalah konsentrasi pereaksi, luas permukaan zat-zat yang bereaksi, suhu reaksi, dan katalisator.

1. Konsentrasi Pereaksi

Jika dalam suatu reaksi, konsentrasi molar salah satu pereaksi diperbesar atau diperkecil, bagaimana pengaruhnya terhadap kecepatan reaksi? Untuk menjawab kasus ini, Anda dapat melakukan penyelidikan sebagai berikut.

Aktivitas Kimia 4.1

Pengaruh Konsentrasi terhadap Kecepatan Reaksi

Tujuan

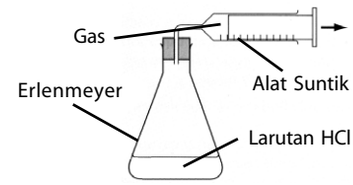
Mempelajari pengaruh konsentrasi terhadap kecepatan reaksi.

Alat

1. Erlenmeyer
2. Gabus
3. Timbangan
4. Gelas ukur 250 mL
5. Selang karet
6. *Stopwatch*
7. Alat suntik 20 mL

Bahan

3. Na_2CO_3
4. Larutan HCl 0,5 M



Langkah Kerja

1. Susunlah peralatan seperti pada gambar.
2. Masukkan 100 mL HCl 0,5 M ke dalam erlenmeyer.
3. Masukkan 1 gram Na_2CO_3 ke dalam erlenmeyer, segera tutup erlenmeyer dan mulailah menghitung waktu reaksi.
4. Hentikan pengukuran waktu setelah terkumpul 10 mL gas.
5. Ulangi percobaan dengan menggunakan 2 g, 3 g, dan 4 g $NaCO_3$.
6. Masukkan data ke dalam tabel berikut.

Berat Na_2CO_3 (gram)	Konsentrasi Na_2CO_3 (M)	Waktu
1.		
2.		
3.		

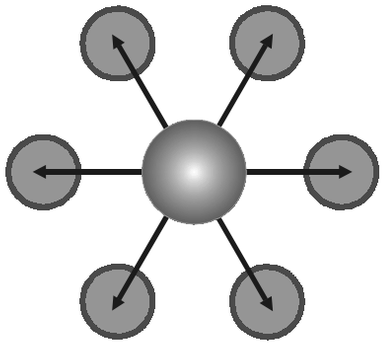
Pertanyaan

1. Apakah yang dapat dijadikan indikator reaksi?
2. Apakah yang menjadi variabel bebas, variabel terikat, dan variabel kontrol pada reaksi?
3. Komposisi manakah yang membebaskan 10 mL gas tercepat?
4. Apakah yang dapat Anda simpulkan dari percobaan ini? Diskusikan dengan teman sekelas Anda.

2. Luas Permukaan Sentuh

Apakah yang dimaksud dengan luas permukaan? Untuk mengetahui ini, Anda dapat mencitrakan luas permukaan bola. Berbeda dengan luas permukaan bola, yang dimaksud dengan luas permukaan dalam reaksi kimia adalah luas permukaan zat-zat pereaksi yang bersentuhan untuk menghasilkan reaksi (perhatikan **Gambar 4.5**).

Dalam reaksi kimia, tidak semua luas permukaan zat yang bereaksi dapat bersentuhan hingga terjadi reaksi, hal ini bergantung pada bentuk partikel zat-zat yang bereaksi. Untuk mengetahui pengaruh luas permukaan pereaksi suatu zat padat terhadap kecepatan reaksi dapat dilakukan penyelidikan berikut.



Gambar 4.5
Bidang sentuh butiran zat padat dalam larutan.

Aktivitas Kimia 4.2

Pengaruh Luas Permukaan terhadap Kecepatan Reaksi

Tujuan

Mempelajari pengaruh konsentrasi terhadap kecepatan reaksi.

Alat

1. Gelas Kimia 500 mL
2. Gelas ukur 250 mL
3. *Stopwatch*
4. Timbangan
5. Pisau
6. Batang pengaduk

Bahan

1. Kapur tulis ($CaCO_3$)
2. Larutan HCl 0,5 M

Langkah Kerja

1. Masukkan masing-masing 250 mL HCl 0,5 M ke dalam dua gelas kimia.
2. Ke dalam gelas kimia pertama masukkan 2 gram $CaCO_3$ dalam bentuk batangan. Hitung waktu yang diperlukan agar semua $CaCO_3$ larut.
3. Ke dalam gelas kimia kedua masukkan 25 gram $CaCO_3$ yang telah dihaluskan (dipotong-potong). Hitung waktu yang diperlukan agar semua $CaCO_3$ larut.

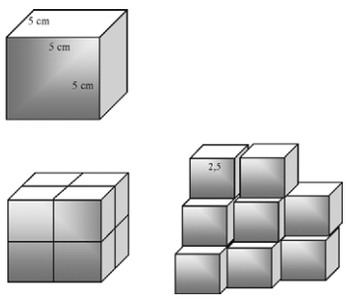
Massa $CaCO_3$	Waktu
Potongan	
Serpihan/serbuk	

Pertanyaan

1. Bentuk $CaCO_3$ manakah yang luas permukaannya lebih besar?
2. Pada gelas manakah $CaCO_3$ lebih mudah larut?
3. Apakah yang dapat Anda simpulkan dari percobaan ini? Diskusikan dengan teman sekelas Anda.

Simak kubus pada **Gambar 4.6** yang panjang sisinya 5 cm, kemudian Anda pecah-pecah menjadi delapan buah kubus dengan ukuran masing-masing sama, yaitu panjang sisinya 2,5 cm. Berapakah luas permukaan kubus sebelum dan sesudah dipecah-pecah?

Sebelum dipecah, luas permukaan kubus sebesar 6 muka × luas muka (150 cm^2). Setelah dipecah menjadi 8 bagian, luas permukaan kubus menjadi 8 kubus × 6 muka × luas muka (300 cm^2). Jadi, semakin kecil (halus) ukuran butiran zat padat, semakin besar luas permukaannya. Akibatnya, peluang untuk terjadinya reaksi semakin besar.



Gambar 4.6
Untuk total volume yang sama, semakin kecil kubus semakin besar luas permukaannya.

3. Suhu Sistem Reaksi

Apakah suhu berpengaruh terhadap kecepatan reaksi? Untuk mengetahui hal ini, lakukanlah penyelidikan berikut.

Mahir Menjawab

Di antara data kondisi reaksi berikut.

No.	Seng	[HCl]	Suhu
1	Serbuk	0,1 M	35
2	Serbuk	0,1 M	45
3	Lempeng	0,2 M	25
4	Serbuk	0,2 M	45
5	Lempeng	0,2 M	45

Manakah yang laju reaksinya paling rendah?

A. 1 D. 4
B. 2 E. 5
C. 3

Pembahasan

Laju reaksi dipengaruhi oleh faktor:

- luas permukaan: zat berupa serbuk lajunya semakin besar.
- konsentrasi: konsentrasi semakin tinggi lajunya semakin besar.
- suhu: suhu semakin tinggi lajunya semakin besar.

Jadi, laju reaksi paling rendah adalah zat yang berupa lempeng dengan suhu yang paling rendah. Jadi, jawabannya (C)

UNAS 2005



Sumber: *Chemistry for You*, 2002

Gambar 4.7
Reaksi yang terlalu lama dapat membosankan sehingga perlu ditambah katalis.

Aktivitas Kimia 4.3

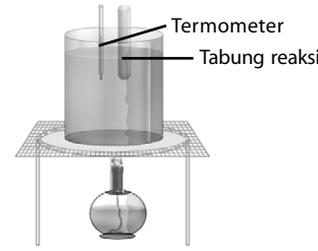
Pengaruh Suhu Reaksi terhadap Kecepatan Reaksi

Tujuan

Mempelajari pengaruh suhu reaksi terhadap kecepatan reaksi.

Alat

1. Tabung reaksi
2. Pembakar spiritus/alkohol
3. Gelas kimia 500 mL
4. Gelas ukur 250 mL
5. Termometer
6. Kawat kassa
7. Kaki tiga dan kasa



Bahan

1. Larutan $KMnO_4$ 0,01 M
2. Larutan $C_2H_2O_4$ 0,5 M
3. Air

Langkah Kerja

1. Panaskan 250 mL air dalam gelas kimia hingga 30°C (penangas air).
2. Dalam tabung reaksi, campurkan 5 mL larutan $C_2H_2O_4$ 0,5 M dengan 1 mL larutan $KMnO_4$ 0,05 M.
3. Masukkan tabung reaksi tersebut ke dalam penangas air.
4. Amati perubahan yang terjadi dan catat semua data .
5. Ulangi percobaan menggunakan penangas air dengan suhu 40°C dan 50°C.

Suhu Uji (°C)	Indikator Reaksi	Waktu Reaksi (detik)	Kecepatan Reaksi (kualitatif)
30			
40			
50			

Pertanyaan

1. Perubahan apakah yang terjadi dalam reaksi tersebut?
2. Pada percobaan tersebut, besaran apakah yang dapat dijadikan variabel bebas, variabel terikat, dan variabel kontrolnya?
3. Dari ketiga reaksi, reaksi manakah yang memiliki kecepatan reaksi terbesar?
4. Jika data hasil percobaan Anda dibuat ke dalam grafik yang menyatakan hubungan suhu dan laju, perkirakan kecepatan reaksi pada suhu 60°C.
5. Apakah yang dapat Anda simpulkan dari percobaan tersebut? Diskusikan dengan teman sekelas Anda.

Reaksi asam oksalat ($C_2H_2O_4$) dan $KMnO_4$ merupakan reaksi redoks. Persamaan reaksinya:

$$3C_2H_2O_4(aq) + 2KMnO_4(aq) \rightarrow 2MnO_2(s) + 2H_2O(\ell) + 6CO_2(g) + 2KOH$$

Sebagai indikator terjadinya reaksi, dapat diukur dari pembentukan gas atau perubahan warna larutan $KMnO_4$, tetapi yang paling mudah diamati adalah perubahan warna dari ungu menjadi tidak berwarna.

Berdasarkan data hasil penyelidikan, dapat disimpulkan bahwa semakin tinggi suhu, reaksi berlangsung semakin cepat. Umumnya, kenaikan suhu 10° dapat mempercepat reaksi dua kali lipat.

4. Katalisator

Untuk mempercepat laju reaksi, dapat dilakukan dengan cara meningkatkan konsentrasi pereaksi atau suhu reaksi, tetapi kadang-kadang cara ini kurang efisien. Misalnya, sintesis gas NH_3 dari gas N_2 dan gas H_2, reaksi ini berlangsung pada suhu sekitar 450°C. Jika suhu terlalu rendah, reaksi berlangsung sangat lambat.

Reaksi pada suhu tinggi kurang menguntungkan secara ekonomi sebab memerlukan peralatan khusus dan pemeliharaannya sukar. Adakah cara lain selain metode yang telah dibahas sebelumnya? Jawabannya ada, yaitu dengan menambahkan *katalisator*.

Apa dan bagaimana kerja katalis dalam mempercepat reaksi? *Katalis* adalah zat yang ditambahkan dalam jumlah sedikit ke dalam suatu sistem reaksi untuk mempercepat reaksi. Pada akhir reaksi, katalis diperoleh kembali dalam bentuk zat semula. Katalis bekerja dengan cara turut terlibat dalam setiap tahap reaksi, tetapi pada akhir tahap, katalis terbentuk kembali.

Jika suatu campuran zat tidak dapat bereaksi, penambahan katalispun tidak akan membuat reaksi terjadi. Dengan kata lain, katalis tidak dapat memicu reaksi, tetapi hanya membantu reaksi yang berlangsung lambat menjadi lebih cepat.

Katalis bekerja secara khusus. Artinya, tidak semua reaksi dapat dipercepat dengan satu macam katalis. Dengan kata lain, katalis bekerja hanya pada satu atau dua macam reaksi, tetapi untuk reaksi yang lain tidak dapat digunakan. Untuk mengetahui peranan katalis dalam mempercepat reaksi dapat dilakukan penyelidikan sebagai berikut.

Aktivitas Kimia 4.4

Pengaruh Katalis terhadap Kecepatan Reaksi

Tujuan

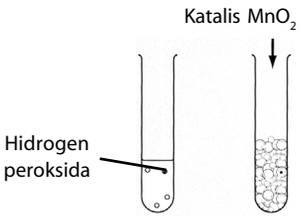
Mempelajari pengaruh penambahan terhadap kecepatan reaksi penguraian H_2O_2.

Alat

1. Tabung reaksi
2. Gelas ukur 10 mL
3. Pipet tetes

Bahan

1. Larutan H_2O_2 3%
2. MnO_2
3. Larutan sabun



Langkah Kerja

1. Campurkan 4 mL larutan H_2O_2 3% dan 1 tetes sabun cair ke dalam tabung reaksi. Kocok dan amati perubahan yang terjadi.
2. Lakukan seperti cara sebelumnya, sekarang tambahkan sedikit serbuk MnO_2. Amati perubahan yang terjadi.

Pertanyaan

1. Apakah terjadi perubahan setelah reaksi berlangsung? Apakah yang bisa dijadikan indikator berlangsungnya reaksi.
2. Bandingkan hasil pengamatan antara reaksi dengan MnO_2 dan tanpa MnO_2. Manakah reaksi yang berlangsung lebih cepat?
3. Apakah yang dapat Anda simpulkan dari percobaan tersebut?

5. Jenis Katalis

Berdasarkan jenis fasanya, katalis digolongkan ke dalam katalis homogen dan katalis heterogen. *Katalis homogen* adalah katalis yang memiliki fasa yang sama dengan pereaksi. *Katalis heterogen* adalah katalis yang berbeda fasa dengan pereaksi.

Katalis homogen bekerja melalui interaksi dengan partikel pereaksi membentuk keadaan transisi. Selanjutnya, keadaan transisi bergabung dengan pereaksi lain membentuk produk, dan setelah produk dihasilkan katalis melakukan regenerasi menjadi zat semula.

Catatan Note

Katalis adalah zat yang dapat meningkatkan kecepatan reaksi kimia tanpa ikut bereaksi.

A catalist is substance that increases the rate of a chemical reaction without itself being consumed.

Kata Kunci

- Katalis
- Katalis heterogen
- Katalis homogen

Mahir Menjawab

Percobaan yang dilakukan untuk mempelajari kinetika kimia dari reaksi A+B ® C+D.
Memperhatikan hasil reaksi berikut:

Perc.	[A]	[B]	Laju
1	x	y	v
2	2x	2y	4v
3	4x	y	v
4	4x	4y	16v

Dari hasil percobaan tersebut dapat disimpulkan bahwa persamaan kecepatan reaksi yang sesuai adalah

A. laju = k [A] [B]
B. laju = k $[A]^2$ [B]
C. laju = k [A] $[B]^2$
D. laju = k $[A]^1$
E. laju = k $[B]^2$

Pembahasan

Mencari orde A, percobaan 1 dan 3

$$\frac{v}{v}=\left(\frac{x}{4x}\right)^m \Leftrightarrow \left(\frac{1}{4}\right)^m = 1$$

m = 0

mencari orde B, percobaan 3 dan 4

$4^n = 16$

n = 2

Jadi, persamaan kecepatan reaksinya:

$v = k [B]^2$

Jadi, jawabannya (E).

SPMB 2005

Katalis heterogen biasanya berupa padatan yang bekerja pada pereaksi berupa gas atau cairan, dan reaksi katalisis terjadi pada permukaan katalis. Untuk alasan ini, katalis biasanya dipecah-pecah menjadi butiran halus. Mengapa demikian? Coba jelaskan dengan kalimat sendiri.

Tes Kompetensi Subbab B

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Bagaimana pengaruh konsentrasi pereaksi terhadap kecepatan reaksi berdasarkan teori tumbukan?
2. Suhu pada saat reaksi berlangsung memengaruhi kecepatan reaksi. Jelaskan.
3. Jika Anda minum obat sakit kepala dalam bentuk tablet, serbuk, atau sirup, manakah yang lebih cepat reaksi analgesiknya?
4. Mengapa Anda menyeduh kopi dalam bentuk serbuk tidak dalam bentuk bijihnya?
5. Manakah katalis homogen dan katalis heterogen pada reaksi berikut:
 (a) $CO(g) + 3H_2(g) \xrightarrow{Ni} CH_4(g) + H_2O(g)$
 (b) $NH_2NO_2(aq) \xrightarrow{OH^-} H_2O(\ell) + NO_2(g)$
 (c) $KClO_3(s) \xrightarrow{MnO_2} KCl(s) + O_2(g)$

C. Kecepatan Reaksi dan Tingkat Reaksi

Persamaan kecepatan reaksi yang diungkapkan sebelumnya masih dalam bentuk persamaan diferensial, yaitu:

$$\frac{\Delta C}{\Delta t} \text{ atau } \frac{dx}{dt}$$

Persamaan ini dapat dinyatakan dalam bentuk sederhana yang menunjukkan hubungan kecepatan reaksi dan konsentrasi molar pereaksi.

1. Persamaan Kecepatan Reaksi

Berdasarkan hasil penyelidikan, diketahui bahwa kecepatan reaksi dipengaruhi oleh konsentrasi pereaksi. Semakin tinggi konsentrasi pereaksi, semakin cepat reaksi berlangsung. Bagaimana hubungan konsentrasi pereaksi dan kecepatan reaksi?

Jika terjadi reaksi: xA + yB ® zC maka kecepatan reaksi berbanding lurus dengan konsentrasi pereaksi dipangkatkan dengan bilangan tertentu yang sama dengan koefisien reaksinya. Oleh karena itu, kecepatan reaksi tersebut dapat dinyatakan dengan persamaan berikut.

$$v = [A]^m [B]^n$$
atau
$$v = k [A]^m [B]^n$$

[A] dan [B] menyatakan konsentrasi molar pereaksi, k menyatakan tetapan kesetaraan, eksponen m dan n dinamakan orde atau tingkat reaksi.

Persaman tersebut dinamakan *persamaan kecepatan reaksi* atau *hukum kecepatan reaksi*, yaitu persamaan yang menyatakan hubungan antara kecepatan reaksi dan konsentrasi molar pereaksi dipangkatkan tingkat reaksi atau orde reaksinya.

Tetapan kesetaraan (k) bergantung pada macam pereaksi dan suhu reaksi. Untuk reaksi yang sama, harga k tetap selama suhu reaksi tidak berubah. Jika suhu atau pereaksi berubah, harga k juga berubah.

Catatan *Note*

Persamaan kecepatan reaksi selalu ditentukan secara eksperimen.

Rate laws are always determined experimentally.

Kecepatan reaksi digolongkan menurut tingkat reaksinya. Untuk reaksi tersebut, tingkat reaksi untuk zat A adalah m dan tingkat reaksi untuk B adalah n. Tingkat reaksi keseluruhan adalah (m + n).

Sebagaimana dinyatakan sebelumnya, tingkat reaksi tidak ada hubungannya dengan koefisien reaksi. Oleh karena itu, tingkat reaksi tidak dapat ditentukan dari koefisien reaksi, tetapi harus ditentukan dari hasil penyelidikan. Beberapa persamaan kecepatan dan tingkat reaksi yang diperoleh dari data hasil penyelidikan ditunjukkan pada **Tabel 4.3**.

Tabel 4.3 Beberapa Persamaan Kecepatan Reaksi

Persamaan Reaksi	Persamaan Kecepatan	Orde Reaksi	Penjelasan
$2NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3H_2(g)$	$v = k\,[NH_3]^0$	Nol	Laju reaksi tidak bergantung pada konsentrasi NH_3
$2CO_2(g) \rightarrow 2CO(g) + O_2(g)$	$v = k\,[CO_2]$	Satu	Koefisien reaksi ≠ orde reaksi
$2HI(g) \rightarrow H_2(g) + I_2(g)$	$v = k\,[HI]^2$	Dua	Koefisien reaksi = orde reaksi
$2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$	$v = k\,[NO]^2\,[H_2]$	Tiga	Koefisien reaksi ≠ orde reaksi
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$	$v = k\,[SO_2]\,[O_2]^{1/2}$	Satu setengah	Koefisien reaksi ≠ orde reaksi

2. Penentuan Persamaan Kecepatan Reaksi

Terdapat dua metode yang dapat dikembangkan untuk menentukan perubahan konsentrasi pereaksi per satuan waktu, yaitu metode diferensial dan metode integral. Metode diferensial berguna untuk menentukan tingkat reaksi, sedangkan metode integral berguna untuk mengevaluasi tingkat reaksi.

Metode integral didasarkan pada pengukuran reaksi setiap saat. Data yang terkumpul selanjutnya dievaluasi dengan persamaan integral yang dimodifikasi ke dalam bentuk grafik. Kemudian, ditentukan apakah reaksi tersebut tingkat satu, tingkat dua, atau tingkat tertentu. Mengingat metode integral memerlukan pemahaman matematika, khususnya integral yang memadai maka tidak diberikan di sini.

Metode diferensial disebut juga metode laju awal atau metode laju rata-rata. Metode ini didasarkan pada perubahan konsentrasi pereaksi dalam selang waktu tertentu. Dengan kata lain, metode diferensial adalah metode untuk menentukan tingkat reaksi atau kecepatan reaksi.

Dalam praktiknya, penentuan kecepatan reaksi didasarkan pada konsentrasi awal pereaksi yang berbeda secara beraturan, sedangkan selang waktu reaksi dibuat tetap. Simak reaksi berikut: A → produk. Persamaan kecepatan reaksinya dapat ditulis: $v = k\,[A]^x$. Nilai x ditentukan dari hasil penyelidikan menggunakan metode laju awal. Untuk menentukan tingkat reaksi diperlukan sekurang-kurangnya tiga kali pengukuran dengan konsentrasi awal berbeda dalam selang waktu yang dibuat tetap. Data hasil pengukuran kemudian ditabulasikan ke dalam tabel, misalnya sebagai berikut.

Catatan Note

Orde reaksi selalu ditentukan dari konsentrasi pereaksi (bukan konsentrasi produk).

Reaction order is always defined interms of reactant (not product) concentrations.

Mahir Menjawab

Data percobaan untuk reaksi A+B → AB adalah

No.	[A]	[B]	Laju
1	0,1	0,05	20
2	0,3	0,05	180
3	0,1	0,2	320

Orde reaksi terhadap A dan B berturut-turut adalah

A. 2 dan 4
B. 2 dan 2
C. 2 dan 1
D. 1 dan 2
E. 1 dan 1

Pembahasan

orde reaksi terhadap A (data 1,2)

$$\left(\frac{0,3}{0,1}\right)^x = \left(\frac{180}{20}\right)$$

$3^x = 9$
$x = 2$

orde reaksi terhadap B (data 1,3)

$$\left(\frac{0,2}{0,05}\right)^y = \left(\frac{320}{20}\right)$$

$4^y = 16$
$y = 2$

Jadi, jawabannya (B)

UNAS 2005

Mahir Menjawab

Data eksperimen untuk reaksi:
$2A(g) + B(g) \rightarrow 2AB(g)$

Perc.	[A]	[B]	Laju
1	0,1	0,1	6
2	0,1	0,2	12
3	0,1	0,3	18
4	0,2	0,1	24
5	0,3	0,1	54

Dari data tersebut dapat disimpulkan bahwa persamaan laju reaksinya adalah

A. $v = k\,[A]^2$
B. $v = k\,[B]$
C. $v = k\,[A]\,[B]$
D. $v = k\,[A]\,[B]^2$
E. $v = k\,[A]^2\,[B]$

Pembahasan

- Orde reaksi terhadap A, percobaan 4 dan 5

$$\left(\frac{2}{3}\right)^x = \frac{24}{54} = \frac{4}{9} = \left(\frac{2}{3}\right)^2 \Rightarrow x = 2$$

- Orde reaksi terhadap B, percobaan 1 dan 2

$$\left(\frac{1}{2}\right)^y = \frac{6}{12} = \left(\frac{1}{2}\right)^1 \Rightarrow y = 1$$

Persamaan laju reaksinya:
$v = k\,.\,[A]^2\,[B]$
Jadi, jawabannya (E).

UNAS 2005

Kata Kunci

- Orde reaksi
- Persamaan kecepatan reaksi

Tabel 4.4 Contoh Data Hasil Pengukuran Kecepatan Reaksi Hipotetik $A \rightarrow$ Produk

Percobaan	[A] awal (mol L^{-1})	Waktu Reaksi (detik)	Kecepatan Reaksi (mol L^{-1} s^{-1})
1	a	30	v
2	2a	30	4v
3	4a	30	16v

Setelah data ditabulasikan ke dalam tabel, selanjutnya masing-masing kecepatan dibandingkan, misalnya: $\frac{v_1}{v_2}$, $\frac{v_1}{v_3}$, atau $\frac{v_2}{v_3}$.

Contoh:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k[A]_1^x}{k[A]_2^x}$$

$$\left(\frac{v}{4v}\right) = \left(\frac{a}{2a}\right)^x \Rightarrow \left(\frac{1}{4}\right) = \left(\frac{1}{2}\right)^x \Rightarrow \left(\frac{1}{2}\right) = \left(\frac{1}{2}\right)^x \text{ atau } x = 2$$

Jadi, tingkat reaksinya sama dengan 2. Oleh karena itu, persamaan untuk kecepatan reaksi hipotetik di atas dapat ditulis sebagai: $v = k\,[A]^2$.

Contoh 4.2

Menentukan Persamaan Kecepatan Reaksi

Kalium iodida direaksikan dengan natrium hipoklorit menurut persamaan:
$KI(aq) + NaOCl(aq) \rightarrow KIO(aq) + NaCl(aq)$
Pada setiap reaksi, konsentrasi awal KI dan NaClO diubah dan kecepatan reaksi diukur pada selang waktu tertentu. Hasilnya ditabulasikan ke dalam tabel:

Percobaan	$[KI]_0$ (mol L^{-1})	$[NaOCl]_0$ (mol L^{-1})	Kecepatan (M s^{-1})
1	0,12	0,18	$7,90 \times 10^{-2}$
2	0,06	0,18	$3,95 \times 10^{-2}$
3	0,12	0,09	$3,95 \times 10^{-2}$

Tentukan tingkat reaksi masing-masing pereaksi dan persamaan kecepatan reaksinya.

Jawab:

Persamaan kecepatan reaksinya adalah
$v = k\,[KI]^x\,[NaClO]^y$
Perhatikan percobaan ke-1 dan ke-2. Konsentrasi KI diturunkan dua kali, sementara konsentrasi NaClO dibuat tetap. Oleh karena [NaClO] tetap, NaClO tidak berpengaruh terhadap kecepatan reaksi.
Dengan demikian, percobaan ke-1 dan ke-2 dapat digunakan untuk menentukan tingkat reaksi KI.

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{3,95\times10^{-2}\,M\,s^{-1}}{7,90\times10^{-2}\,M\,s^{-1}} = \frac{k(0,06\,M)^x}{k(0,12\,M)^x}$$

$(\frac{1}{2}) = (\frac{1}{2})^x$ maka $x = 1$

Jadi, tingkat reaksi terhadap KI adalah orde 1.
Tinjau percobaan ke-1 dan ke-4. Konsentrasi KI dibuat tetap, sementara konsentrasi NaClO diturunkan dua kali. Oleh karena itu, percobaan ke-1 dan ke-4 dapat digunakan untuk menentukan tingkat reaksi terhadap NaClO.

$$\frac{v_1}{v_4} = \frac{7,910\times10^{-2}\,M\,s^{-1}}{3,95\times10^{-2}\,M\,s^{-1}} = \frac{k(0,18\,M)^y}{k(0,09\,M)^y}$$

$(2) = (2)^y$ maka $y = 1$.

Jadi, tingkat reaksi terhadap NaClO adalah orde 1.
Dengan demikian, persamaan kecepatan untuk reaksi tersebut adalah
$v = k\,[KI]\,[NaClO]$
Tingkat reaksi keseluruhan adalah orde 2.

Tes Kompetensi Subbab C

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Definisikan kembali, apakah yang dimaksud dengan hukum kecepatan dan tingkat reaksi?
2. Apakah yang dimaksud dengan tetapan kesetaraan? Mengapa harga k untuk tiap reaksi berbeda? Jelaskan.
3. Berapakah perubahan kecepatan reaksi jika konsentrasi pereaksi diperkecil menjadi empat kali lipat? Tingkat reaksinya: (a) orde pertama; (b) orde ketiga; (c) orde setengah.
4. Amonium nitrit, NH_4NO_2 terurai menurut persamaan berikut.
 $NH_4NO_2(aq) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(\ell)$
 Konsentrasi ion NH_4^+ mula-mula sebesar 0,5M. Setelah tiga jam, ditemukan sebesar 0,432M. Berapakah kecepatan reaksi dalam satuan molar per detik?
5. Diketahui reaksi: $2NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2NOCl(g)$ diselidiki pada suhu –10°C dan hasilnya ditabulasikan pada tabel berikut:

$[NO]_0$(mol L^{-1})	$[Cl_2]_0$(mol L^{-1})	Kecepatan (mol L^{-1} s^{-1})
0,10	0,10	0,18
0,10	0,20	0,36
0,20	0,20	1,45

 Tentukan persamaan kecepatan reaksinya.

6. Kalium iodida dioksidasi oleh natrium hipoklorit menjadi kalium hipoiodit, dalam larutan basa. Persamaan kimianya:
 $KI(aq) + NaClO(aq) \xrightarrow{OH^-} KIO(aq) + NaCl(aq)$
 Untuk mempelajari oksidasi tersebut dilakukan metode laju awal. Data yang diperoleh ditabulasikan ke dalam tabel berikut:

Perc. Ke-	$[Cl_2]_0$(mol L^{-1})			Kecepatan (mol L^{-1} s^{-1})
	KI	NaClO	OH^-	
1	0,01	0,02	0,01	$12{,}2 \times 10^{-2}$
2	0,02	0,01	0,01	$12{,}2 \times 10^{-2}$
3	0,01	0,01	0,01	$6{,}1 \times 10^{-2}$
4	0,01	0,01	0,02	$3{,}0 \times 10^{-2}$

 Tentukan hukum kecepatan untuk reaksi tersebut dan tentukan juga nilai tetapan kecepatannya (k).

D. Teori Tumbukan dan Energi Pengaktifan

Mengapa kecepatan reaksi dipengaruhi oleh konsentrasi, suhu, katalis, dan luas permukaan zat-zat yang bereaksi? Semua ini dapat dijelaskan dengan teori tumbukan dan energi pengaktifan. Asumsi dasar teori tumbukan adalah bahwa suatu reaksi akan terjadi jika partikel-partikel pereaksi bertumbukan satu sama lain secara efektif.

1. Teori Tumbukan

Menurut teori tumbukan, kecepatan reaksi ditentukan oleh faktor frekuensi tumbukan efektif (f) dan orientasi tumbukan (p). Kedua faktor tersebut terkandung dalam tetapan pada kecepatan reaksi, yaitu:

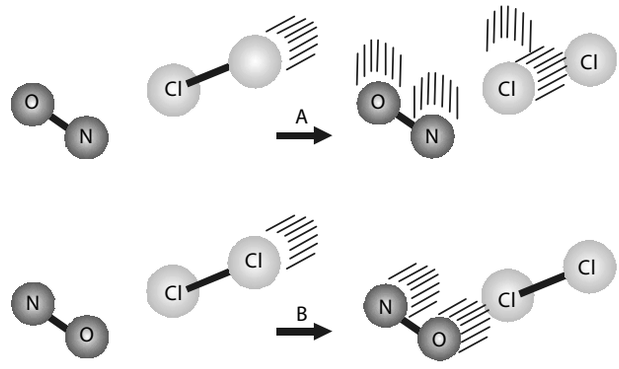
$$k = p\,f$$

Oleh karena tetapan berbanding lurus dengan kecepatan reaksi maka faktor-faktor tersebut berbanding lurus dengan kecepatan reaksi. Dengan kata lain, jika frekuensi tumbukan tinggi maka kecepatan reaksi akan meningkat, sebaliknya jika frekuensi tumbukan rendah maka kecepatan reaksi akan menurun.

Frekuensi tumbukan dipengaruhi oleh konsentrasi pereaksi. Jika konsentrasi pereaksi diperbesar maka peluang untuk bertumbukan juga semakin besar. Akibatnya, tumbukan semakin sering terjadi sehingga reaksi berlangsung lebih cepat. Hal ini berhubungan dengan jumlah molekul, semakin tinggi konsentrasi, jumlah molekul semakin besar sehingga kemungkinan terjadi tumbukan efektif semakin besar.

Selain dipengaruhi konsentrasi, frekuensi tumbukan juga dipengaruhi suhu reaksi. Jika suhu reaksi dinaikkan, partikel-partikel pereaksi bergerak lebih cepat sehingga tumbukan lebih sering terjadi. Setiap kenaikan suhu 10° dapat meningkatkan frekuensi tumbukan sekitar 2%.

Faktor orientasi berhubungan dengan luas permukaan bidang sentuh zat-zat yang bereaksi. Orientasi yang tepat dari partikel-partikel pereaksi akan menghasilkan tumbukan yang efektif, seperti digambarkan pada reaksi antara NO dan Cl_2 berikut.



Gambar 4.8
Model representasi orientasi tumbukan.
N=O + Cl Cl ® O=N Cl + Cl
Orientasi pada mekanisme A menghasilkan tumbukan efektif sehingga reaksi lebih mudah terjadi.

Pada **Gambar 4.8** menunjukkan bahwa mekanisme A, molekul NO dan Cl_2 saling mendekat dengan orientasi atom N mengarah pada molekul Cl_2. Selain itu, sudut orientasi berada pada posisi pembentukan ikatan O=N–Cl. Orientasi seperti ini tepat untuk terjadinya reaksi. Sebaliknya, pada mekanisme B, molekul NO dan Cl saling mendekat dengan atom O mengarah pada molekul Cl_2. Oleh karena orientasinya tidak tepat untuk membentuk ikatan antara atom N dan Cl maka orientasi seperti ini tidak efektif untuk terjadinya reaksi.

2. Energi Pengaktifan (E_a)

Kata Kunci
- Energi minimum
- Teori tumbukan

Molekul-molekul pereaksi selalu bergerak dan peluang terjadinya tumbukan selalu ada. Akan tetapi, tumbukan yang terjadi belum tentu menjadi reaksi jika energi yang dimiliki oleh masing-masing pereaksi tidak cukup untuk menghasilkan tumbukan efektif, meskipun orientasi molekul sudah tepat untuk menghasilkan tumbukan efektif.

Agar tumbukan antarmolekul pereaksi efektif dan menjadi reaksi maka fraksi molekul yang bertumbukan harus memiliki energi lebih besar daripada energi pengaktifan. Apakah energi pengaktifan itu?

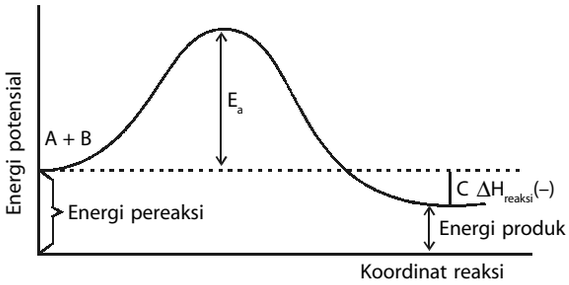
Energi pengaktifan adalah energi minimum yang diperlukan untuk menghasilkan tumbukan efektif agar terjadi reaksi. Energi pengaktifan dilambangkan oleh E_a. Menurut Arrhenius, hubungan antara fraksi tumbukan efektif dan energi pengaktifan bersifat eksponensial sesuai persamaan berikut.

$$f = e^{-\frac{Ea}{RT}}$$

Keterangan:
f = frekuensi molekul yang bertumbukan secara efektif
R = tetapan gas
E_a = energi pengaktifan
T = suhu reaksi (K)

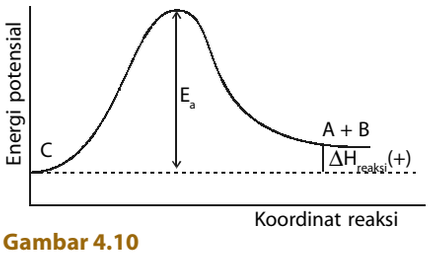
Persamaan tersebut menunjukkan bahwa reaksi dengan energi pengaktifan kecil memiliki harga f yang besar. Akibatnya, nilai tetapan laju (k) besar dan reaksi berlangsung lebih cepat. Jika suhu dinaikkan, harga f menjadi besar dan tetapan laju (k) juga besar sehingga reaksi berlangsung lebih cepat.

Energi pengaktifan untuk setiap reaksi (misalnya: A + B ® C) umumnya memiliki bentuk grafik seperti pada **Gambar 4.9**. Pada **Gambar 4.9**, energi pengaktifan diungkapkan sebagai energi penghalang yang harus diatasi oleh setiap molekul pereaksi agar menjadi produk.



Gambar 4.9
Hubungan energi potensial dan koordinat reaksi.
Agar suatu pereaksi dapat menjadi hasil reaksi, pereaksi harus memiliki energi yang dapat melampaui energi pengaktifan. Setiap reaksi memiliki nilai energi pengaktifan yang berbeda.

Jika Anda perhatikan grafik tersebut, energi pengaktifan ada hubungannya dengan perubahan entalpi reaksi. Dapatkah Anda menunjukkan hubungan tersebut? Apakah reaksinya eksoterm atau endoterm? Oleh karena energi hasil reaksi lebih rendah dari energi pereaksi maka nilai ΔH untuk reaksi tersebut negatif. Dengan kata lain, reaksinya eksoterm. Sebaliknya, jika arah reaksi dibalikkan, yakni: C ® A + B maka produk reaksi (A + B) memiliki energi lebih besar dari pereaksi C. Besarnya energi pengaktifan untuk reaksi kebalikannya, E_a(balik) = E_a(maju) + ΔH_{reaksi}. Jadi, selisih energi pengaktifan untuk kedua reaksi adalah sebesar ΔH_{reaksi}.

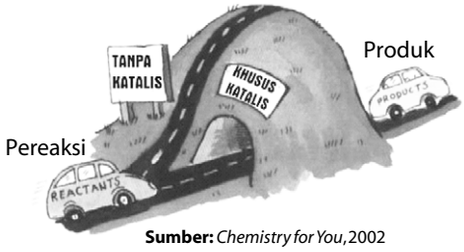


Gambar 4.10
Grafik energi untuk reaksi kebalikan:
C® A + B

Pada pembahasan sebelumnya, Anda sudah mengetahui bahwa katalis dapat mempercepat reaksi dengan jalan turut serta dalam tahap-tahap reaksi dan pada akhir reaksi katalis diperoleh kembali. Bagaimana mekanisme kerja katalis dihubungkan dengan energi pengaktifan? Sebagaimana diuraikan sebelumnya, reaksi penguraian hidrogen peroksida akan lebih cepat jika pada reaksi ditambahkan katalis MnO_2. Persamaan reaksinya:

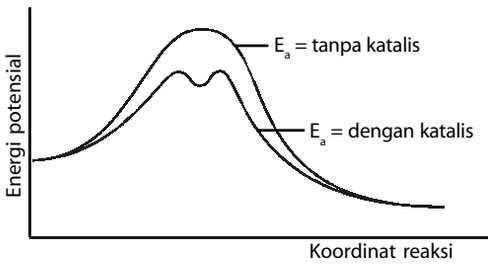
$$H_2O_2(\ell) \xrightarrow{MnO_2} H_2O(\ell) + O_2(g)$$

Kerja katalis dalam mempercepat reaksi adalah dengan cara membuat jalan alternatif (jalan pintas) bagi pereaksi dalam membentuk produk (perhatikan **Gambar 4.11**), yaitu dengan cara menurunkan energi pengaktifannya, seperti ditunjukkan pada **Gambar 4.12** berikut.



Sumber: *Chemistry for You*, 2002

Gambar 4.11
Katalis memberikan jalan alternatif sehingga reaksi dapat berlangsung lebih cepat.



Gambar 4.12
Mekanisme reaksi yang ditempuh oleh katalis adalah dengan cara menurunkan energi pengaktifan reaksi.

Jalan atau tahap-tahap reaksi yang ditempuh oleh pereaksi menjadi hasil reaksi dapat dijelaskan. Misalnya, reaksi penguraian H_2O_2 dengan katalisator MnO_2 adalah sebagai berikut.

Tahap 1 : $2H_2O_2 + MnO_2 \longrightarrow 2H_2O + 2MnO_3$

Tahap 2 : $2MnO_3 + 2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2O_2 + MnO_2$

Reaksi total : $4H_2O_2 \longrightarrow 4H_2O + 2O_2$

Katalis dapat menurunkan energi pengaktifan reaksi, baik ke arah pereaksi maupun ke arah produk dengan selisih energi sama besar, tetapi ΔH_{Reaksi} tidak berubah.

Tes Kompetensi Subbab D

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Jelaskan pengaruh peningkatan konsentrasi pereaksi terhadap laju reaksi berdasarkan teori tumbukan.
2. Bagaimanakah suhu berpengaruh terhadap kecepatan reaksi menurut teori tumbukan?
3. Bagaimanakah luas permukaan dan orientasi tumbukan dapat dihubungkan?
4. Tetapan laju untuk penguraian N_2O_5 meningkat dari $1{,}52 \times 10^{-5}\ s^{-1}$ pada 25°C menjadi $3{,}83 \times 10^{-3}\ s^{-1}$ pada 45°C. Hitung energi pengaktifan untuk reaksi ini.
5. Gambarkan diagram energi potensial untuk penguraian gas N_2O. Reaksinya:

 $2N_2O(g) \rightleftharpoons 2N_2(g) + O_2(g)$

 Diketahui: energi pengaktifan untuk reaksi tersebut adalah 251 kJ dan ΔH^o adalah +167 kJ. Berapakah energi pengaktifan untuk reaksi kebalikannya?

E. Aplikasi Kecepatan Reaksi

Semua proses kimia yang terjadi di alam maupun yang dikembangkan di industri memiliki kecepatan yang berbeda. Seringkali kecepatan reaksi ini tidak sesuai dengan keinginan manusia. Pada umumnya, manusia akan mempercepat reaksi-reaksi yang dianggap menguntungkan. Sebaliknya reaksi-reaksi yang merugikan diupayakan untuk diperlambat.

1. Peranan Luas Permukaan

Di Indonesia, banyak sekali industri-industri kecil, seperti industri keramik, batubata, dan penyaring zeolit. Pernahkah Anda berkunjung ke industri kecil pembuatan tembikar atau keramik tradisional? Untuk membuat keramik, bahan-bahan perlu dihaluskan dengan ukuran tertentu, disebut *mesh*. Ukuran material atau luas permukaan berperan penting dalam industri keramik. Jika luas permukaan sentuhan dari bahan keramik kecil atau butirannya kasar, akan terjadi rongga-rongga yang menyebabkan keramik mudah retak dan terjadi pengerutan.

Luas permukaan juga berperan penting pada pembuatan semen. Jika material semen semakin halus maka luas permukaan kontak semakin besar dan hasilnya menjadi padat dan kompak sehingga bangunan menjadi kuat.

Berbagai merek dagang jamu, umumnya dikemas dalam bentuk serbuk halus. Hal ini dimaksudkan agar pada saat diseduh, senyawa yang terkandung di dalam jamu mudah terekstrak dan mudah larut dalam air panas. Jika diminum akan cepat dicerna dan diserap oleh sistem pencernaan.

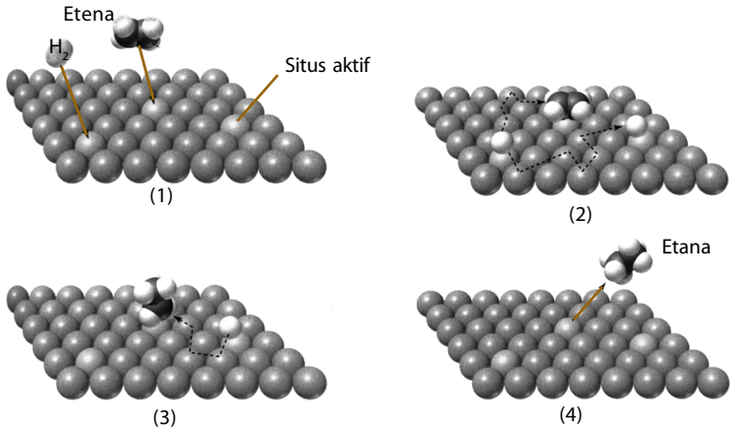
2. Peranan Katalis Heterogen

Umumnya, katalis heterogen dibuat dari unsur-unsur logam transisi sebab memiliki sifat pengadsorpsi gas yang baik. Sejumlah pereaksi berupa gas terkonsentrasi pada permukaan katalis heterogen dan reaksi berlangsung

pada permukaan katalis heterogen. Pada prinsipnya, mekanisme kerja katalis heterogen melibatkan empat tahap sebagai berikut:

1. adsorpsi pereaksi pada permukaan katalis heterogen;
2. migrasi pereaksi teradsorpsi pada permukaan katalis heterogen;
3. reaksi zat-zat teradsorpsi di permukaan katalis heterogen;
4. proses desorpsi hasil reaksi, produk reaksi meninggalkan permukaan katalis heterogen.

contoh mekanisme kerja katalis dapat dilihat pada **Gambar 4.13**.



Sumber: *Chemistry The Central Science*, 2000

Gambar 4.13
Mekanisme kerja katalis heterogen pada hidrogenasi etena, $C_2H_4 + H_2$® C_2H_6

Dalam proses di industri, walaupun dimungkinkan menerapkan suhu tinggi untuk mempercepat reaksi, tetapi biaya operasional dan pemeliharaan akan sangat mahal. Oleh sebab itu, penggunaan katalis heterogen bagi industri kimia merupakan aspek yang sangat penting. Hampir semua industri kimia (nasional maupun internasional) menggunakan katalis heterogen di dalam prosesnya. Beberapa di antaranya adalah industri pembuatan amonia, asam sulfat, dan asam nitrat.

Pada sintesis amonia, katalis heterogen yang digunakan adalah besi(II) oksida dengan promotor ganda, yaitu penambahan sekitar 4% kalium oksida dan 0,8% aluminium oksida. Promotor ini berfungsi untuk meningkatkan aktivitas katalitik dari besi oksida. **Promotor** adalah bahan yang menjadikan katalis lebih efektif. Dalam katalis padat, sejumlah kecil promotor dapat menyebabkan pembentukan kerusakan kisi kristal, yang menimbulkan bagian aktif pada permukaan katalis.

Dalam industri asam sulfat yang dikembangkan melalui proses kontak, untuk mempercepat pembentukan gas SO_3 dari gas SO_2 dan gas O_2 digunakan katalis vanadium(V)oksida (V_2O_5). Tahap-tahap reaksi pembuatan asam sulfat sebagai berikut.

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$
$$SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{V_2O_5} SO_3(g)$$
$$SO_3(g) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow H_2S_2O_7\ (aq)$$
$$H_2S_2O_7(aq) + H_2O(\ell) \longrightarrow H_2SO_4(aq)$$

Dalam industri asam nitrat yang dikembangkan melalui proses Ostwald digunakan katalis Pt–Rh. Tahap-tahap reaksi pembuatan asam nitrat adalah sebagai berikut.

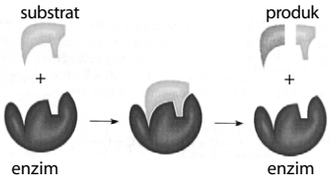
$$4NH_3(g) + 5O_2(g) \xrightarrow{\text{Katalis}} 4NO(g) + 6H_2O(\ell)$$
$$2NO(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{Katalis}} 2NO_2(g)$$
$$4NO_2(g) + O_2(g) + 2H_2O(\ell) \xrightarrow{\text{Katalis}} 4HNO_3(aq)$$



Sekilas Kimia

Enzim

Pada umumnya reaksi kimia berlangsung lebih cepat dalam suhu tinggi, tetapi bagaimana dengan reaksi yang berada dalam sel makhluk hidup? Dapatkah kita meningkatkan suhu reaksinya? Tentu tidak, untuk itu Tuhan telah melengkapi makhluk hidup dengan katalis biologi yang dikenal sebagai enzim. Enzim adalah molekul protein berukuran besar yang dapat meningkatkan kecepatan reaksi biokimia dengan faktor 10^5 sampai dengan 10^{18}. Selain itu, enzim bekerja dengan sangat spesifik seperti anak kunci yang hanya cocok untuk kunci tertentu. Pada enzim terdapat situs aktif tempat berlangsungnya reaksi biokimia. Skema kerja enzim adalah sebagai berikut.



Sumber: *Chemistry* (Chang), 2004

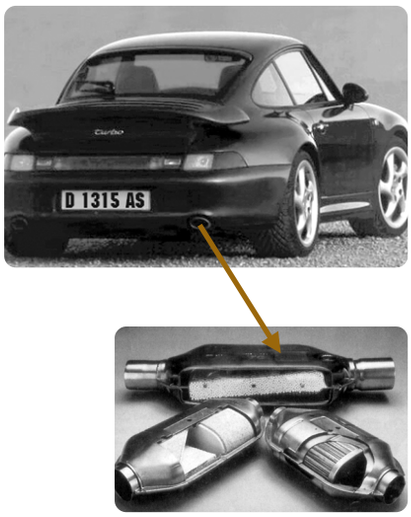
Sekilas Kimia

Wilhelm Ostwald (1853–1932)



Sumber: *http://nobelprize.org*

Wilhelm Ostwald lahir pada 2 September 1853 di Riga, Latvia. Ostwald dikenal sebagai salah seorang pendiri kimia fisik modern. Bidang penelitian utama Ostwald adalah katalis. Dia yang mengembangkan proses katalitik oksidasi amonia menjadi asam nitrat. Penelitian ilmiah ini yang membuatnya memperoleh hadiah nobel pada 1909. Sebagai penghargaan atas penelitiannya, sintesis asam nitrat dalam skala industri dinamakan proses Ostwald. Ostwald meninggal pada 4 April 1932 di kampung halamannya.



Sumber: *Chemistry The Central Science*, 2000

Gambar 4.14
Konverter katalitik yang dipakai pada kendaraan bermotor.

Pada proses pembakaran yang tidak sempurna, selain gas karbon dioksida (CO_2) dihasilkan juga gas karbon monoksida (CO). Berbeda dengan CO_2, karbon monoksida berbahaya bagi manusia karena bersifat racun sehingga perlu diubah menjadi senyawa yang lebih aman. Salah satu caranya adalah dengan mereaksikan CO dan H_2 menggunakan katalis.

Beberapa jenis katalis yang digunakan pada reaksi antara gas CO dan H_2 dengan berbagai kondisi reaksi ditunjukkan pada **Tabel 4.5** berikut.

Tabel 4.5 Beberapa Katalis untuk Reaksi CO dengan H_2

Katalis	Kondisi	Reaksi
Ni	100–200°C, 1–10 atm	$CO + H_2 \longrightarrow CH_4 + H_2O$
ZnO, Cr_2O_3	400°C, 500 atm	$CO + H_2 \longrightarrow CH_2OH + H_2O$
CO, ThO_2	190°C, 1–20 atm	$CO + H_2 \longrightarrow H_2O + CH_4, C_2H_6$, sampai C_6H_{14}
Ru	200°C, 200 atm	$CO + H_2 \longrightarrow$ Hidrokarbon dengan massa molekul tinggi dan air
ThO_2	400°C, 200 atm	$CO + H_2 \longrightarrow$ Hidrokarbon rantai bercabang dan air

Sumber: *Chemistry with Inorganic Qualitative Analysis*, 1989

Logam nikel dapat juga digunakan sebagai katalis dalam pembuatan mentega dari minyak nabati atau lemak takjenuh melalui proses hidrogenasi. Pada reaksi ini, ikatan-ikatan rangkap dua karbon (C=C) dalam lemak takjenuh diubah menjadi ikatan tunggal.

$$\text{C=C} \xrightarrow[H_2]{\text{Ni}} \text{C–C}$$

Katalis heterogen juga digunakan dalam konverter katalitik pada sistem pembuangan gas kendaraan bermotor seperti pada **Gambar 4.14**. Gas buang yang mengandung senyawa NO, CO, dan CH_x dilewatkan melalui konverter yang berisi katalis padat.

$$CO(g) \xrightarrow{\text{Katalis}} CO_2(g)$$
$$NO(g) \xrightarrow{\text{Katalis}} N_2(g)$$
$$CH_x \xrightarrow{\text{Katalis}} CO_2(g) + H_2O(g)$$

Katalis tersebut mengakibatkan cepatnya pengubahan CO menjadi CO_2, CH_x menjadi CO_2 dan H_2O, serta NO menjadi gas N_2, yang semuanya relatif ramah lingkungan. Oleh karena sifat reaksi yang rumit dalam konverter, biasanya digunakan campuran katalis. Material katalitik yang efektif adalah oksida logam unsur transisi dan logam mulia seperti platina dan paladium.

Salah satu kendala dalam penggunaan katalis heterogen adalah hampir semua katalis *teracuni*. Maksudnya, pengotor-pengotor dalam pereaksi melapisi permukaan katalis atau memodifikasi permukaan katalis sehingga aktivitas katalitiknya berkurang.

Kerja katalis dapat dihambat oleh suatu inhibitor dengan cara mengikat katalis atau mengikat pereaksi. Contoh, bau tengik pada mentega disebabkan oleh adanya ion tembaga yang masuk ketika pengemasan. Ion tembaga ini berperan sebagai katalis sehingga mentega cepat teroksidasi. Bau tengik dapat dikurangi dengan menambahkan sejumlah kecil zat organik tertentu. Penambahan zat ini dapat mengikat ion tembaga sehingga efek katalitik dari ion tembaga hilang.

Kegiatan Inkuiri



Lakukanlah studi literatur. Carilah berbagai penggunaan katalis dalam industri kimia dan kehidupan sehari-hari, meliputi jenis katalis, cara kerja katalis, reaksinya, dan aspek-aspek menarik lainnya.

Tes Kompetensi Subbab E

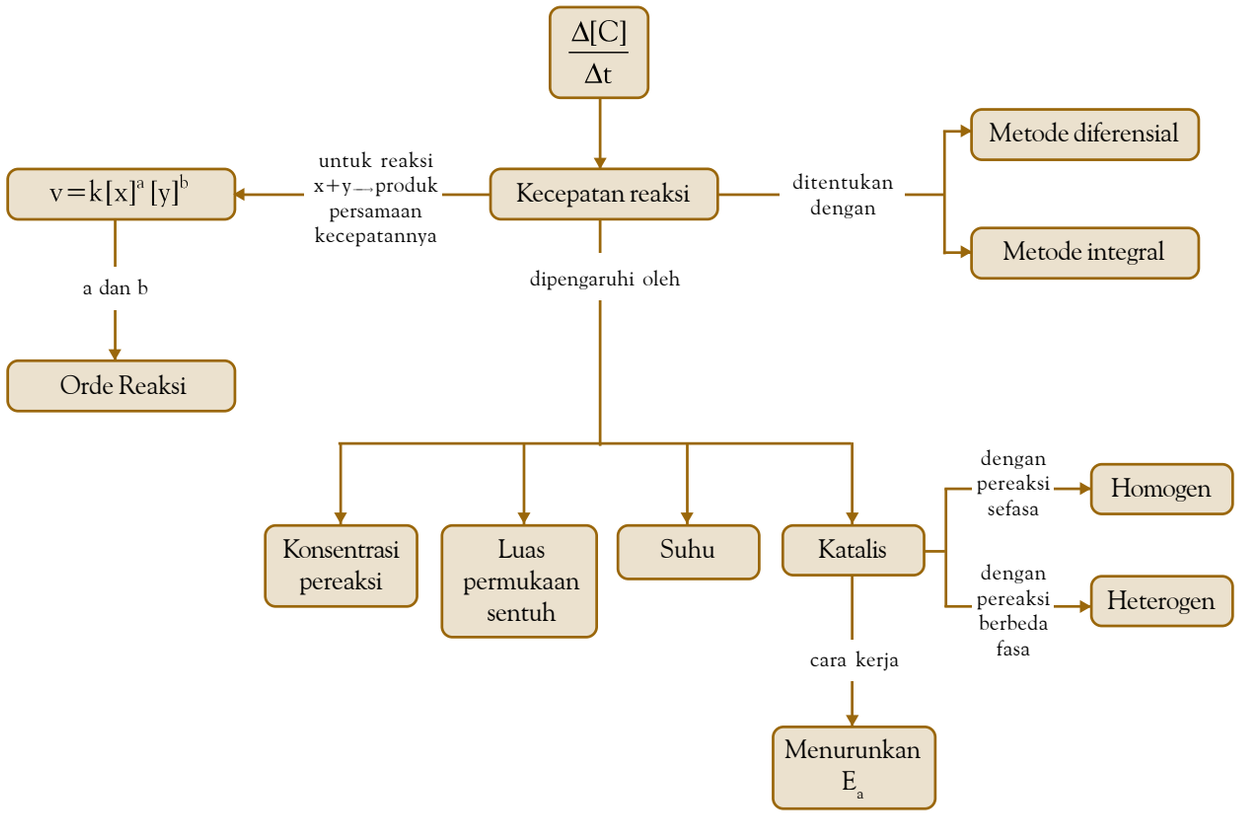
Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Di depot-depot penjualan air minum isi ulang terdapat modul-modul penyaring air berisi pasir aktif, karbon aktif, dan zeolit. Mengapa bahan-bahan tersebut berbentuk serbuk tidak berupa padatan kasar? Jelaskan.
2. Pada penjernihan minyak goreng agar tampak bening dilakukan penyaringan menggunakan bentonit. Bagaimana ukuran butiran bentonit agar hasilnya efektif.
3. Penggunaan katalis dapat mempercepat proses sintesis amonia, asam sulfat, dan asam nitrat. Katalis apa yang digunakan pada masing-masing proses?
4. Apa yang dimaksud dengan promotor? Bagaimana cara kerjanya?
5. Konverter katalitik pada kendaraan bermotor dapat mengakibatkan cepatnya pengubahan gas CO, CH_x, dan NO menjadi gas yang relatif ramah lingkungan. Tuliskan reaksi yang terjadi dan unsur apa yang digunakan sebagai konventer katalitik?

Rangkuman

1. Kemolaran adalah satuan konsentrasi yang menyatakan jumlah mol per liter larutan.
2. Perubahan konsentrasi pereaksi atau produk per satuan waktu dinamakan kecepatan reaksi.
3. Ada dua macam kecepatan reaksi, yaitu laju reaksi rata-rata dan laju reaksi sesaat. Laju reaksi rata-rata disebut juga kecepatan reaksi.
4. Untuk mengukur kecepatan reaksi dapat dilakukan melalui pengukuran variabel terikat, variabel yang ingin diketahui dinamakan variabel bebas, sedangkan variabel yang lain dibuat tetap (variabel kontrol).
5. Ada beberapa faktor yang memengaruhi kecepatan reaksi, yaitu konsentrasi pereaksi, suhu, luas permukaan bidang sentuh, dan katalis.
6. Kecepatan reaksi dapat ditentukan dengan metode laju awal dan sederetan percobaan dilakukan dengan konsentrasi awal berbeda, sedangkan rentang waktu reaksi dibuat tetap.
7. Hukum laju reaksi adalah persamaan yang menunjukkan hubungan antara kecepatan reaksi dan konsentrasi pereaksi dipangkatkan orde reaksinya. Persamaan: $v = k\,[X]^a\,[Y]^b\,[Z]^c$, k adalah tetapan laju, [X], [Y], [Z] adalah konsentrasi pereaksi, dan a, b, c adalah orde reaksi.
8. Orde reaksi tidak ada hubungan dengan koefisien reaksi. Orde reaksi hanya dapat ditentukan melalui percobaan.
9. Menurut teori tumbukan, reaksi dapat terjadi jika partikel-partikel pereaksi bertumbukan secara efektif.
10. Energi pengaktifan adalah energi minimum yang harus dilewati oleh pereaksi agar terjadi reaksi.
11. Kerja katalis dalam meningkatkan laju reaksi adalah dengan turut terlibat dalam beberapa tahap reaksi, tetapi pada akhir reaksi katalis diregenerasi kembali.
12. Dalam hubungannya dengan energi pengaktifan, katalis berfungsi untuk menurunkan energi pengaktifan dengan cara membuat tahap-tahap reaksi yang memiliki energi pengaktifan rendah.
13. Katalis berperan penting dalam proses di industri kimia sebab dapat mempercepat produksi secara efektif dan efisien.

Peta Konsep



Refleksi

Setelah mempelajari bab ini, Anda tentu telah mengetahui apa yang dimaksud dengan kecepatan reaksi, bagaimana cara menentukannya, dan faktor-faktor apa saja yang memengaruhinya.

Dengan demikian, Anda dapat menerapkannya dalam kehidupan sehari-hari, seperti penggunaan katalis heterogen (konverter katalitik) pada kendaraan bermotor sehingga gas buangannya tidak membahayakan manusia dan lingkungan. Masih banyak lagi aplikasi atau penerapan kecepatan reaksi dalam kehidupan manusia, dapatkah Anda menyebutkan salah satunya?

Evaluasi Kompetensi Bab 4

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Kemolaran larutan yang dibuat dari 4 g NaOH dalam 500 mL larutan adalah
 A. 0,1 M D. 1,0 M
 B. 0,2 M E. 2,0 M
 C. 0,5 M

2. Jika 9,5 g $MgCl_2$ dilarutan dalam air sampai volume larutan 2 liter, kemolarannya adalah
 A. 0,05 M D. 0,5 M
 B. 0,10 M E. 1,0 M
 C. 0,25 M

3. Pada label botol pereaksi tercantum KCl 0,1M. Dalam 100 mL larutan tersebut terdapat KCl
 A. 0,01 mol D. 0,5 mol
 B. 0,10 mol E. 1,0 mol
 C. 0,25 mol

4. **Ebtanas 96/97**:
 Sebanyak 3,42 g $Al_2(SO_4)_3$ dilarutkan ke dalam air sampai volume larutan menjadi 2 L. Jika diketahui A_r Al = 27; S = 32; O = 16, kemolaran larutan tersebut adalah
 A. 0,50 M D. 0,01 M
 B. 0,10 M E. 0,005 M
 C. 0,05 M

5. Kemolaran HCl pekat adalah 12 M. Dalam 100 mL terkandung HCl sebanyak
 A. 12,5 g D. 56,3 g
 B. 36,5 g E. 71,0 g
 C. 43,8 g

6. Pada penguraian H_2O_2 diperoleh 50 mL gas O_2 dalam waktu 20 detik. Kecepatan penguraian H_2O_2 tersebut adalah (dalam mL s^{-1})
 A. 0,40 D. 3,75
 B. 1,25 E. 4,00
 C. 2,50

7. **UMPTN 1990/A**:
 Pada suhu tertentu, kecepatan penguraian N_2O_5 menjadi NO_2 dan O_2 adalah $2{,}5 \times 10^{-6}$ mol L^{-1} s^{-1}. Kecepatan pembentukan NO_2 adalah
 A. $1{,}3 \times 10^{-6}$ mol L^{-1} s^{-1}
 B. $5{,}0 \times 10^{-6}$ mol L^{-1} s^{-1}
 C. $2{,}5 \times 10^{-6}$ mol L^{-1} s^{-1}
 D. $6{,}2 \times 10^{-6}$ mol L^{-1} s^{-1}
 E. $3{,}9 \times 10^{-6}$ mol L^{-1} s^{-1}

8. Reaksi ion bromida dan ion bromat dalam asam sesuai persamaan berikut:
 $5Br^-(aq) + BrO_3^-(aq) + 6H^+(aq) \rightarrow 3Br_2(g) + 3H_2O(l)$
 Jika kecepatan pembentukan air X mol $L^{-1}s^{-1}$, kecepatan berkurangnya ion H^+ adalah
 A. 1/5X D. 3X
 B. 2X E. X
 C. 1/3X

9. Data hasil penyelidikan untuk reaksi:
 $2XO + O_2 \rightarrow 2XO_2$ adalah sebagai berikut.

P_{XO}, kPa	100	100	50	50
P_{O_2}, kPa	100	25	...	100
Kecepatan	1	0,25	0,125	0,50

 Nilai yang belum terisi pada tabel tersebut adalah
 A. 75 D. 25
 B. 50 E. 12,5
 C. 40

10. Indikator berikut dapat dijadikan variabel untuk mengukur kecepatan reaksi, *kecuali*
 A. perubahan suhu
 B. pembentukan endapan
 C. pembebasan gas
 D. perubahan massa
 E. perubahan warna

11. Di antara reaksi berikut, tekanan merupakan variabel terikat pada pengukuran kecepatan reaksi terdapat pada
 A. $H_2(g) + D_2(g) \rightarrow 2HD(g)$
 B. $2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$
 C. $2NCl_3(\ell) \rightarrow N_2(g) + 3Cl_2(g)$
 D. $H_2O_2(\ell) \rightarrow H_2O(\ell) + \frac{1}{2}O_2(g)$
 E. $CH_3N_2CH_3(g) \rightarrow CH_3CH_3(g) + N_2(g)$

12. Perhatikan reaksi berikut.
 $Na_2S_2O_3(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow$
 $2NaCl(aq) + H_2O(\ell) + SO_2(g) + S(s)$
 Untuk mengetahui pengaruh konsentrasi HCl terhadap kecepatan reaksi tersebut maka yang menjadi variabel bebas, variabel terikat, dan variabel kontrol berturut-turut adalah
 A. konsentrasi $Na_2S_2O_3$, volume SO_2, suhu reaksi
 B. konsentrasi HCl, endapan S, konsentrasi $Na_2S_2O_3$
 C. suhu reaksi, tekanan SO_2, konsentrasi HCl
 D. konsentrasi $Na_2S_2O_3$, konsentrasi HCl, tekanan SO_2
 E. tekanan SO_2, endapan S, dan suhu reaksi

13. Pernyataan yang *tidak* tepat tentang pengaruh luas permukaan reaksi heterogen adalah
 A. serbuk seng memberikan reaksi lebih cepat daripada butiran seng
 B. semakin besar jumlah luas permukaan padatan, semakin tinggi reaksi itu

C. jumlah tumbukan dipengaruhi oleh jumlah ukuran partikel yang makin kecil.
D. partikel yang besar mempunyai lebih banyak permukaan untuk bertumbukan
E. semakin besar luas permukaan, semakin cepat reaksi berlangsung

14. **UMPTN 1990/B**:

Jika suhu dinaikkan 10°C, kecepatan reaksinya menjadi dua kali lebih cepat. Jika pada suhu t°C, reaksi berlangsung selama 12 menit. Pada suhu (t + 30)°C reaksi akan berlangsung selama

A. 4 menit
B. 3 menit
C. 2 menit
D. 1,5 menit
E. 1 menit

15. Cara-cara berikut ini dapat meningkatkan kecepatan reaksi, *kecuali*
A. menghancurkan partikel-partikel pereaksi menjadi serbuk kecil
B. meningkatkan suhu reaksi
C. memotong daging menjadi serpihan-serpihan sebelum dimasak
D. menambah air ke dalam larutan pereaksi sampai berlebih
E. menambahkan katalisator yang cocok

16. Kerja katalis dalam mempercepat reaksi melalui prosedur berikut, *kecuali*
A. turut serta dalam tahap-tahap reaksi
B. membuat jalan alternatif dengan energi pengaktifan lebih rendah
C. mengadsorpsi pereaksi gas dan reaksi terjadi pada permukaannya
D. pada akhir reaksi, katalis tidak diregenerasi kembali
E. adsorpsi pereaksi, reaksi pada permukaan katalis heterogen, desorpsi hasil reaksi

17. **Ebtanas 1996**:

Perhatikan data hasil percobaan untuk reaksi: A + B ® produk berikut.

Perc.	Berat dan Bentuk Zat A	Konsentrasi Zat B (M)	t (detik)	Suhu (°C)
1	5 g, serbuk	0,1	20	25
2	5 g, larutan	0,1	30	25
3	5 g, keping	0,1	50	25
4	5 g, larutan	0,2	15	25
5	5 g, larutan	0,1	15	25

Pada percobaan 1 dan 3, kecepatan reaksi dipengaruhi oleh faktor

A. konsentrasi zat
B. sifat zat
C. suhu sistem
D. luas permukaan
E. jenis zat

18. **Ebtanas 2000**:

Suatu reaksi: X + Y ® hasil reaksi, memiliki persamaan kecepatan $v = k [X] [Y]^2$. Jika konsentrasi X dan Y masing-masing diperbesar dua kali dari konsentrasi semula, kecepatan reaksinya

A. tidak berubah
B. dua kali lebih besar
C. empat kali lebih besar
E. enam kali lebih besar
E. delapan kali lebih besar

19. **UMPTN 1998/C**:

Pada reaksi:

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow 2H_2O(g) + N_2(g)$

kecepatannya $v = k[H_2][NO]^2$ dan $k = 1 \times 10^{-5}$. Jika 4 mol H_2 dan 2 mol NO direaksikan dalam tabung yang bervolume 2 liter, kecepatan reaksinya adalah

A. $1,6 \times 10^{-5}$
B. $6,4 \times 10^{-5}$
C. $4,0 \times 10^{-5}$
D. $3,0 \times 10^{-5}$
E. $2,0 \times 10^{-5}$

20. Persamaan kecepatan untuk reaksi:

X + Y ® Z adalah $v = k [X]^2 [Y]^{1/2}$

Jika konsentrasi X dan Y masing-masing diperbesar empat kali, kecepatan reaksinya menjadi

A. 4 kali
B. 8 kali
C. 16 kali
D. 32 kali
E. 64 kali

21. **UMPTN 1998/A**:

Suatu reaksi: P + Q ® Produk

memiliki persamaan kecepatan $v = k[P]^2[Q]$. Jika konsentrasi masing-masing pereaksi diperbesar tiga kali, kecepatan reaksinya menjadi

A. 3 kali
B. 6 kali
C. 9 kali
D. 18 kali
E. 27 kali

22. Suatu percobaan dilakukan untuk menentukan persamaan kecepatan reaksi berikut:

P + Q + R ® S + T

Persamaan kecepatan untuk reaksi itu adalah

Perc.	[P]	[Q]	[R]	v
1	a	b	c	v
2	2a	b	c	2v
3	a	2b	c	2v
4	a	2b	2c	8v

A. $v = k [P]^2 [Q]$
B. $v = k [P]^2 [R]$
C. $v = k [P] [R]^2$
D. $v = k [P] [Q] [R]^2$
E. $v = k [P]^2 [Q]^2 [R]$

23. Data percobaan untuk reaksi:

$2NO(g) + Br_2(g) \rightarrow 2NOBr(g)$

ditabulasikan ke dalam tabel berikut.

Percobaan	$[NO]_o$ (M)	$[Br_2]_o$ (M)	Kecepatan Reaksi ($M\ s^{-1}$)
1	0,1	0,1	12
2	0,1	0,2	24
3	0,2	0,1	48
4	0,3	0,1	108

Reaksi tersebut memiliki persaman kecepatan

A. $v = k\ [NO]^2\ [Br_2]^2$
B. $v = k\ [NO]\ [Br_2]^2$
C. $v = k\ [NO]^2\ [Br_2]$
D. $v = k\ [NO]^2\ [Br_2]^0$
E. $v = k\ [NO]\ [Br_2]$

24. Gas X dan Y bereaksi menurut persamaan:

$X(g) + 3Y(g) \rightarrow XY_3(g)$

Untuk menentukan kecepatan reaksi tersebut, diperoleh data berikut:

Percobaan	[X] (M)	[Y] (M)	Kecepatan Reaksi ($M\ s^{-1}$)
1	0,10	0,10	0,002
2	0,10	0,20	0,008
3	0,10	0,30	0,018
4	0,20	0,10	0,002
5	0,30	0,10	0,002

Persamaan kecepatan reaksinya adalah

A. $v = k\ [X]\ [Y]^3$
B. $v = k\ [X]\ [Y]^2$
C. $v = k\ [Y]^2$
D. $v = k\ [X]\ [Y]$
E. $v = k\ [Y]^3$

25. **UMPTN 1999/B**:

Data percobaan untuk reaksi $2A + B_2 \rightarrow 2AB$ ditabulasi pada tabel berikut:

Percobaan	$[A]_o$	$[B_2]_o$	Kecepatan Reaksi ($M\ s^{-1}$)
1	0,50	0,50	$1,6 \times 10^{-4}$
2	0,50	1,00	$3,2 \times 10^{-4}$
3	1,00	1,00	$3,2 \times 10^{-4}$

Tingkat reaksi keseluruhan adalah

A. 0
B. 1
C. 2
D. 3
E. 4

26. Dari reaksi:

$2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$

diperoleh data sebagai berikut.

Perc.	[NO] (M)	$[H_2]$ (M)	Kecepatan Reaksi ($M\ s^{-1}$)
1	2×10^3	2×10^3	4×10^{-6}
2	4×10^3	2×10^3	8×10^{-6}
3	6×10^3	2×10^3	12×10^{-6}
4	4×10^3	6×10^3	24×10^{-6}
5	4×10^3	8×10^3	32×10^{-6}

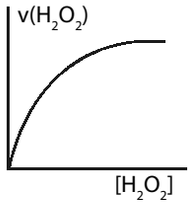
Tingkat reaksi dari reaksi tersebut adalah

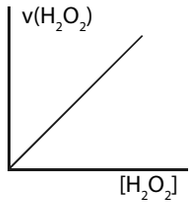
A. 0
B. 1
C. 2
D. 3
E. 4

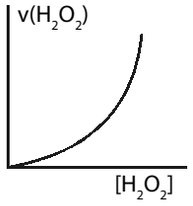
27. Pernyataan tentang tingkat reaksi yang *tidak* tepat adalah

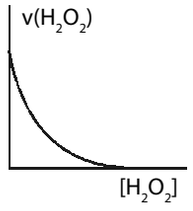
A. pangkat dari pereaksi dalam persamaan kecepatan
B. menunjukkan tingkat kecepatan
C. dapat diturunkan dari koefsien reaksinya
D. nilainya dapat sama ataupun berbeda dengan koefisien reaksi
E. dapat berupa bilangan bulat atau pecahan

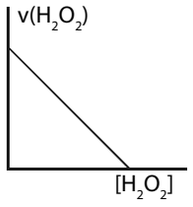
28. Di antara grafik berikut, yang menunjukkan bahwa penguraian H_2O_2 adalah orde pertama terhadap konsentrasi hidrogen peroksida adalah

A.


D.


B.


E.


C.


29. Pengaruh konsentrasi, luas permukaan sentuhan, dan suhu reaksi terhadap kecepatan reaksi menurut teori tumbukan berturut-turut karena

A. frekuensi tumbukan, orientasi tumbukan, energi kinetik partikel
B. orientasi tumbukan, frekuensi tumbukan, keadaan transisi

C. orientasi tumbukan, energi pengaktifan, frekuensi tumbukan
D. energi kinetik partikel, orientasi tumbukan, energi pengaktifan
E. orientasi dan frekuensi tumbukan

30. Berdasarkan teori tumbukan, katalis mempercepat reaksi dengan cara
A. menurunkan energi hasil reaksi
B. meningkatkan energi pereaksi
C. menurunkan energi pereaksi dan hasil reaksi
D. menurunkan energi pengaktifan
E. menurunkan energi pereaksi dan pengaktifan

31. Reaksi berlangsung lebih cepat jika suhu sistem dinaikkan sebab naiknya suhu mengakibatkan
A. energi pengaktifan bertambah
B. fraksi mol berenergi lebih besar dari E_a bertambah
C. konsentrasi pereaksi bertambah
D. jumlah partikel pereaksi bertambah
E. volume pereaksi bertambah

32. Pada reaksi penguraian H_2O_2, pengaruh katalis MnO_2 dapat
A. membentuk lebih banyak ion hidrogen dan gas oksigen
B. menambah kepekatan hidrogen peroksida
C. menambah jumlah tumbukan antarpartikel
D. menurunkan energi pengaktifan reaksi
E. mengubah perubahan entalpi reaksi.

33. **Ebtanas 1996**:
Kenaikan suhu akan mempercepat reaksi sebab
A. kenaikan suhu akan memperbesar energi kinetik molekul pereaksi
B. kenaikan suhu akan memperbesar tekanan molekul pereaksi
C. kenaikan suhu akan menaikkan energi pengaktifan zat yang bereaksi
D. kenaikan suhu akan memperbesar konsentrasi zat yang bereaksi
E. kenaikan suhu akan memperbesar luas permukaan zat pereaksi

34. Menyimpan bahan makanan dalam kulkas adalah salah satu cara agar tahan lebih lama. Alasan pada suhu rendah makanan tahan lama adalah
A. jumlah tumbukan antara bakteri berkurang
B. bahan makanan membeku lalu menjadi keras
C. konsentrasi bakteri dalam bahan makanan berkurang
D. kecepatan reaksi bakteri dalam bahan makanan berkurang
E. bakteri turut membeku

35. Untuk meningkatkan kinerja katalis dalam konverter kendaraan bermotor maka ditambahkan
A. inhibitor
B. promotor
C. logam transisi
D. aktivator
E. radiator

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Apakah perbedaan antara laju reaksi dan kecepatan reaksi?
2. Faktor-faktor apa sajakah yang memengaruhi kecepatan reaksi? Bagaimanakah pengaruh dari faktor-faktor tersebut? Jelaskan.
3. Jelaskan pertanyaan berikut:
 a. Apakah yang dimaksud dengan katalis homogen dan katalis heterogen?
 b. Mengapa katalis heterogen dapat memengaruhi kecepatan reaksi?
 c. Bagaimanakah katalis meningkatkan kecepatan reaksi?
 d. Mungkinkah konsentrasi katalis homogen muncul dalam persamaan kecepatan reaksi?
4. Dalam proses Haber, amonia diproduksi menurut persamaan berikut:
 $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$
 Bagaimanakah hubungan antara kecepatan pembentukan NH_3 dan kecepatan pasokan gas H_2?
5. Reaksi antara NO dan H_2:
 $2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$
 adalah reaksi tingkat dua terhadap NO dan tingkat pertama terhadap H_2. Tuliskan persamaan kecepatan reaksi ini. Berapakah tingkat reaksi keseluruhan?
6. Persamaan kecepatan untuk reaksi penguraian N_2O_5 dalam CCl_4 adalah $v = k[N_2O_5]$, dengan nilai $k = 6{,}32 \times 10^{-4}\ s^{-1}$ pada 45°C. Berapakah kecepatan awal penguraian N_2O_5 jika konsentrasi N_2O_5 sebanyak 0,01 M dan 0,05M.
7. Perhatikan reaksi berikut.
 $A + 2B \rightarrow D + E$, persamaan kecepatannya:
 $$v = k[A][B]^2$$
 Bagaimanakah kecepatan reaksinya jika:
 a. konsentrasi A dinaikkan dua kali;
 b. konsentrasi B dinaikkan dua kali; dan
 c. jumlah katalis diperbesar dua kali k?
8. Tentukan persamaan kecepatan untuk reaksi:
 $(C_6H_5)_2(NH_2)_2 + I_2 \rightarrow (C_6H_5)_2N_2 + 2HI$
 jika diperoleh data sebagai berikut:

Percobaan	$[(C_6H_5)_2(NH_2)_2]$ (M)	$[I_2]$ (M)	Kecepatan Reaksi (Ms^{-1})
1	0,01	0,01	2,00
2	0,01	0,02	4,00
3	0,03	0,02	12,00

Bab

5



Sumber: *CD image*
Menara Pisa mengalami keadaan kesetimbangan

Kesetimbangan Kimia

Hasil yang harus Anda capai:

memahami kinetika reaksi, kesetimbangan kimia, dan faktor-faktor yang memengaruhinya, serta penerapannya dalam kehidupan sehari-hari dan industri.

Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu:

- menjelaskan kesetimbangan dan faktor-faktor yang memengaruhi pergeseran arah kesetimbangan dengan melakukan percobaan;
- menentukan hubungan kuantitatif antara pereaksi dan hasil reaksi dari suatu reaksi kesetimbangan;
- menjelaskan penerapan prinsip kesetimbangan dalam kehidupan sehari-hari dan industri.

Selama ini, reaksi-reaksi kimia yang Anda pelajari adalah reaksi satu arah. Artinya, semua pereaksi dinyatakan habis bereaksi dan tidak pernah kembali. Sesungguhnya, banyak reaksi kimia yang terjadi tidak satu arah, melainkan membentuk keadaan setimbang. Dalam hal ini, pereaksi tidak habis bereaksi dan hasil-hasil reaksi dapat kembali lagi membentuk pereaksi. Hal ini berlangsung hingga terbentuk keadaan kesetimbangan antara pereaksi dan hasil reaksi.

Apakah reaksi kesetimbangan itu? Faktor-faktor apa sajakah yang memengaruhi pergeseran arah kesetimbangan? Bagaimanakah menentukan hubungan kuantitatif antara pereaksi dan hasil reaksi dari suatu reaksi kesetimbangan? Anda dapat menjawab pertanyaan-pertanyaan tersebut jika Anda pelajari bab ini dengan baik.

A. Kesetimbangan Dinamis dan Tetapan Kesetimbangan
B. Faktor-Faktor yang Memengaruhi Kesetimbangan
C. Hubungan Kuantitatif Pereaksi dan Hasil Reaksi
D. Reaksi Kesetimbangan di Industri Kimia

Tes Kompetensi Awal

1. Apakah yang Anda ketahui tentang reaksi kesetimbangan?
2. Apakah perbedaan antar reaksi kesetimbangan dan reaksi satu arah?
3. Tuliskan contoh penerapan reaksi kesetimbangan pada bidang industri.

A. Kesetimbangan Dinamis dan Tetapan Kesetimbangan

Ilmuwan pertama yang mengajukan gagasan kesetimbangan dalam ilmu Kimia adalah Berthollt, ketika menjadi penasihat Napoleon di Mesir (reaksi kesetimbangan dapat diselidiki dalam dua arah). Temuan secara laboratorium dilakukan oleh Guldberg dan aage, sedangkan rumusan secara matematika diajukan oleh an t Hoff (konsentrasi pereaksi dalam reaksi kesetimbangan sebanding dengan pangkat dari koefisien reaksinya).

1. Makna Kesetimbangan Dinamis

Ada beberapa istilah yang harus Anda pahami sebelum melangkah lebih jauh mempelajari kesetimbangan kimia. Istilah tersebut adalah reaksi satu arah (*one way reaction*), reaksi dapat balik (*two way reaction*), dan reaksi kesetimbangan (*equilibrium reaction*).

Jika dalam suatu reaksi, zat-zat hasil reaksi tidak dapat bereaksi kembali menjadi pereaksi maka disebut *reaksi satu arah.*

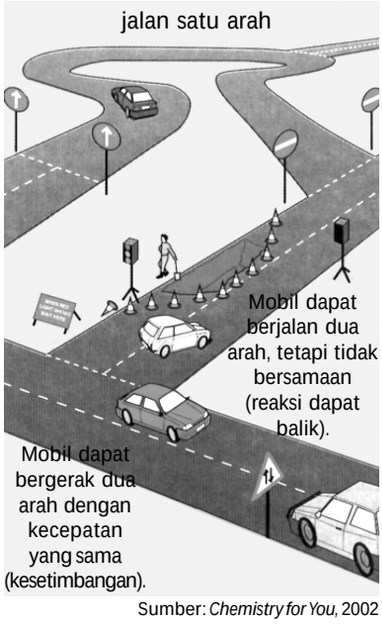
Contoh:
Pembakaran metana berlangsung dalam satu arah. Persamaan reaksinya:
$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$
Jika hasil reaksi ($CO_2 + H_2O$) direaksikan lagi, tidak akan membentuk pereaksi kembali ($CH_4 + O_2$), tetapi menjadi H_2CO_3. Kenyataan ini menunjukkan bahwa reaksi di atas adalah reaksi satu arah atau reaksi yang tidak dapat balik (*irre ersible*).

Jika dalam suatu reaksi hasil-hasil reaksi dapat membentuk pereaksi lagi maka disebut *reaksi dapat balik* (*re ersible*).

Contoh:
Jika gas N_2 dan gas H_2 direaksikan dalam reaktor tertutup akan terbentuk gas NH_3. Persamaannya:
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$
Gas NH_3 yang terbentuk dapat diuraikan kembali membentuk pereaksi. Persamaannya:
$2NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3H_2(g)$
Reaksi semacam ini menunjukkan bahwa reaksi dapat balik (*re ersible*) atau reaksi dua arah.

Suatu reaksi dapat digolongkan ke dalam *reaksi kesetimbangan dinamis* (*equilibrium* reaction) jika reaksi yang dapat balik (*re ersible*) berlangsung dengan kecepatan yang sama, baik kecepatan ke arah hasil reaksi maupun kecepatan ke arah pereaksi dan reaksinya tidak bergantung pada waktu (contoh analogi Gambar 5.1).

Dalam sistem kesetimbangan dinamis, reaksi yang menuju hasil reaksi dan reaksi yang menuju pereaksi berlangsung secara bersamaan dengan laju yang sama sehingga konsentrasi masing-masing zat dalam sistem kesetimbangan tidak berubah.

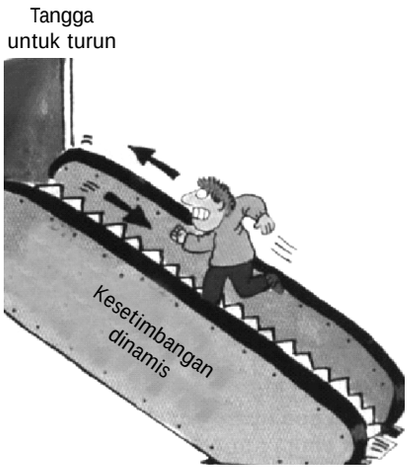


Sumber: *Chemistry for You*, 2002

Gambar 5.1
Reaksi kesetimbangan seperti jalan dua arah yang dilalui mobil dengan kecepatan yang sama.

Jika Anda dapat melihat sistem kesetimbangan dinamis secara molekuler, akan tampak partikel-partikel dalam sistem kesetimbangan tidak tetap sebagai pereaksi atau hasil reaksi, melainkan bereaksi terus dalam dua arah secara dinamis. Pereaksi akan berubah menjadi hasil reaksi diimbangi oleh hasil reaksi berubah menjadi pereaksi. Jadi, kesetimbangan kimia dikatakan dinamis sebab secara molekuler (mikroskopik) zat-zat tersebut berubah setiap saat, tetapi secara keseluruhan (makroskopik) tidak ada perubahan sifat fisik, baik wujud maupun konsentrasi masing-masing zat.

Keadaan kesetimbangan dinamis dapat dianalogikan sebagai seseorang yang berjalan di eskalator, tetapi arahnya berlawanan dengan arah eskalator. Eskalator bergerak ke bawah dan orang tersebut bergerak ke atas dengan kecepatan yang sama. Akibatnya, orang tersebut seperti berjalan di tempat. Secara makrokospik, kedudukan orang tersebut tidak berubah sebab tidak bergeser dari posisinya, tetapi secara mikroskopik terjadi perubahan terus menerus, seperti ditunjukkan oleh gerakan eskalator yang diimbangi oleh gerakan orang tersebut dengan kecepatan yang sama (perhatikan Gambar 5.2).



Sumber: *Chemistry for You*, 2002

Gambar 5.2
Seseorang yang naik eskalator dengan arah berlawanan akan terlihat seperti berjalan di tempat.

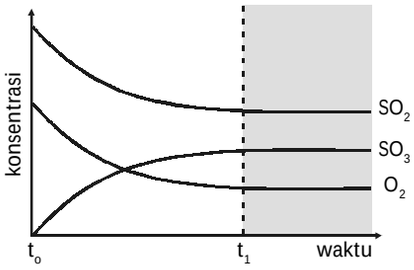
Persamaan kimia untuk reaksi kesetimbangan dinyatakan dengan dua arah anak panah, misalnya pada reaksi pembentukan amonia, persamaan kimianya ditulis sebagai berikut.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \text{ atau } 2NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3H_2(g)$$

Tinjau reaksi pembentukan belerang trioksida berikut.

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$

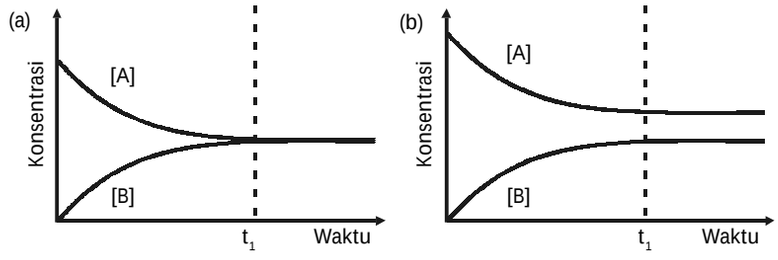
Jika konsentrasi masing-masing zat dalam sistem kesetimbangan itu diukur. Kemudian hasilnya dituangkan ke dalam bentuk grafik hubungan antara konsentrasi zat dan waktu reaksi maka kurva yang terbentuk seperti pada Gambar 5.3.



Gambar 5.3
Sistem reaksi kesetimbangan:
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$

Bagaimanakah cara memahami makna kurva pada Gambar 5.3? Simak dengan saksama. Pada t = 0 detik, hanya terdapat pereaksi (SO_2 dan O_2) dengan konsentrasi awal tertentu. Dengan mengendalikan suhu dan tekanan, pereaksi mulai berubah menjadi hasil reaksi (SO_3). Pada saat SO_3 mulai terbentuk, sebagian SO_3 terurai kembali menjadi pereaksi. Akan tetapi, karena jumlah molekul pereaksi lebih banyak, laju penguraian SO_3 relatif lebih lambat dibandingkan laju pembentukan SO_3 sehingga pembentukan SO_3 masih dominan. Reaksi dalam dua arah berlangsung terus sampai mendekati waktu t_1, laju ke dua arah ini hampir sama. Setelah mencapai waktu t_1, laju pembentukan dan laju penguraian SO_3 sama sehingga konsentrasi pereaksi dan hasil reaksi tidak berubah lagi terhadap waktu. Hal ini ditunjukkan oleh bentuk kurva yang mendatar.

Semua reaksi kesetimbangan dapat dinyatakan dalam bentuk grafik dengan bentuk yang berbeda bergantung pada sifat reaksinya, seperti ditunjukkan pada Gambar 5.4.



Gambar 5.4
(a) Kesetimbangan: $aA \rightleftharpoons bB$, kosentrasi kesetimbangan hasil reaksi (B) sama dengan kosentrasi kesetimbangan pereaksi (A).
(b) Kosentrasi kesetimbangan hasil reaksi (B) berbeda dengan kosentrasi kesetimbangan pereaksi (A).

Pada Gambar 5.4.(a), proses untuk mencapai kesetimbangan sama dengan proses pada pembentukan $SO_3(g)$, tetapi konsentrasi pada akhir reaksi berbeda. Dalam hal ini, setelah keadaan kesetimbangan tercapai, konsentrasi pereaksi sama dengan konsentrasi produk, atau [A] = [B].

Kegiatan Inkuiri

Diskusikan secara berkelompok, bagaimana bentuk grafik dari reaksi:
A + B $\rightarrow$ C (reaksi satu arah)
P + Q $\rightleftharpoons$ R (reaksi kesetimbangan tetapi pereaksi Q berlebih)

2. Hukum Kesetimbangan Kimia

Dalam reaksi satu arah, konsentrasi molar hasil reaksi ditentukan oleh konsentrasi molar pereaksi dan mengikuti kaidah stoikiometri (koefisien reaksinya). Contohnya $2A \rightarrow B$, jumlah mol B bergantung pada jumlah mol A dan perbandingan koefisien reaksinya.

Dalam sistem reaksi kesetimbangan tidak demikian, mengapa? Andaikan sistem reaksi: $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ membentuk kesetimbangan. Ketika kesetimbangan tercapai, konsentrasi NO tidak bergantung pada konsentrasi awal N_2 dan O_2, tetapi mengikuti hukum kesetimbangan kimia atau hukum aksi massa.

Jika ke dalam suatu reaktor tertutup dicampurkan gas N_2, O_2, dan NO (reaksinya dapat balik) maka Anda tidak dapat menentukan mana yang bertindak sebagai pereaksi maupun hasil reaksi. Arah reaksi pun tidak dapat ditentukan secara pasti sebab reaksi dapat balik (*re ersible*), dapat berlangsung dalam dua arah. Untuk mengetahui arah reaksi dalam reaksi dapat balik (*re ersible*) maka didefinisikan perbandingan reaksi (*quotient of reaction*), dilambangkan dengan Q, yaitu perbandingan konsentrasi zat-zat yang bereaksi.

Andaikan persamaan reaksi untuk campuran gas N_2, O_2, dan NO Anda tuliskan sebagai $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ maka perbandingan reaksinya adalah

$$Q = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$$

Pada saat reaksi mencapai kesetimbangan, harga Q tidak lagi bergantung pada konsentrasi awal, tetapi hanya bergantung pada suhu sistem reaksi.

Agar lebih memahami dan meningkatkan keyakinan Anda, simak Tabel 5.1 berikut yang menyajikan data hasil pengukuran konsentrasi molar dan harga Q setelah kesetimbangan tercapai (Q_{Kstb}) pada suhu T.

Catatan *Note*

Dalam reaksi kesetimbangan spesi kiri dan kanan dapat bertindak sebagai pereaksi sekaligus hasil reaksi. Oleh karena itu, dibuat kesepakatan ketika dinyatakan pereaksi maksudnya spesi kiri sedangkan hasil reaksi maksudnya spesi kanan.

A + B $\rightleftharpoons$ C + D
Pereaksi — Hasil reaksi

On equilibrium reaction, left speci and right speci can act as a reactant and also a product. Based on agreement, left speci implies reactant and right speci implies product.

A + B $\rightleftharpoons$ C + D
Reactant — *Product*

Tabel 5.1 Data Hasil Pengukuran Konsentrasi dan Q_{Kstb} pada Suhu T untuk Reaksi $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$.

Per obaan	Konsentrasi Awal (M)			Kstb
	N_2	O_2	NO	
1	0,127	0,134	0,966	55,68
2	0,027	0,027	0,202	55,21

3	0,164	0,098	0,945	55,46
4	0,064	0,065	0,482	55,16
5	0,103	0,179	0,013	55,31

Apakah yang dapat Anda simpulkan dari data pada Tabel 5.1? Konsentrasi awal masing-masing zat untuk kelima percobaan tidak sama, tetapi setelah kesetimbangan tercapai kelima percobaan memiliki nilai Q yang relatif sama.

Besaran *Q* memiliki makna penting sebab memberikan nilai yang tidak bergantung pada konsentrasi awal pereaksi. Pada saat harga *Q* tetap, dinamakan *tetapan kesetimbangan* (dilambangkan dengan K_c).

$$K_c = Q_{Kstb}$$

Tetapan kesetimbangan untuk contoh reaksi $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ dapat ditulis:

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$$

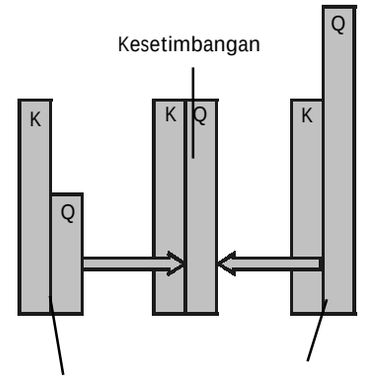
Berdasarkan uraian tersebut maka dapat dikatakan sebagai berikut.

1. Jika nilai Q lebih besar daripada nilai K_c, reaksi sedang berlangsung ke arah kiri persamaan reaksi.
2. Jika nilai Q lebih kecil daripada nilai K_c, reaksi sedang menuju ke arah kanan.
3. Jika nilai Q sama dengan nilai K_c, reaksi dikatakan telah mencapai keadaan setimbang.

Secara umum, tetapan kesetimbangan untuk reaksi hipotetik:
$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, dapat dinyatakan dengan:

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Hubungan antara K dan Q dari ke-3 poin di atas dapat dianalogikan seperti Gambar 5.5.



Sumber: *Chemistry* (*McMurry*), 2001

Gambar 5.5
Hubungan perbandingan K dan Q dengan arah reaksi.

Nilai K_c selalu tetap walaupun konsentrasi awal zat-zat dalam sistem kesetimbangan diubah-ubah. Nilai K_c akan berubah jika suhu sistem reaksi berubah. Oleh karena itu, nilai K_c hanya dipengaruhi oleh suhu sistem reaksi.

Contoh 5.1

Menentukan Tetapan Kesetimbangan

Tuliskan tetapan kesetimbangan reaksi berikut dalam bentuk konsentrasi molar:
$PCl_3(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons PCl_5(g)$
Jika $Q > K_c$, ke arah mana reaksi sedang berjalan?

Jawab:
Dalam tetapan kesetimbangan:
1. Pereaksi dituliskan sebagai penyebut.
2. Hasil reaksi dituliskan sebagai pembilang.
3. Setiap zat dipangkatkan koefisien reaksinya.

Persamaan tetapan kesetimbangan untuk reaksi:

$$K_c = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]}$$

Jika $Q > K_c$, artinya $[PCl_5]$ lebih banyak dari $[PCl_3][Cl_2]$. Oleh karena itu, reaksi sedang berlangsung ke arah penguraian PCl_5 (ke arah kiri).

Kata Kunci

- Reaksi kesetimbangan
- Tetapan kesetimbangan

3. Kesetimbangan Sistem Homogen dan Heterogen

Apakah yang dimaksud dengan reaksi kesetimbangan homogen dan heterogen? Istilah ini merujuk kepada fasa zat-zat yang terlibat dalam sistem reaksi kesetimbangan.

Suatu reaksi kesetimbangan dikatakan homogen jika pereaksi dan hasil reaksi memiliki fasa yang sama, sedangkan reaksi dikatakan heterogen jika salah satu zat atau lebih berbeda fasa.

Contoh reaksi kesetimbangan homogen, yaitu:

a. $N_2(g) + 2O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$

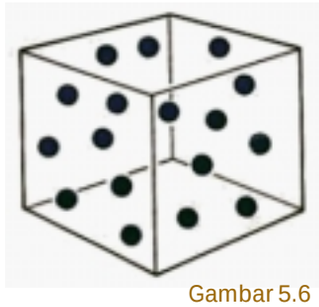
b. $H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$

Contoh reaksi kesetimbangan heterogen, yaitu:

a. $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl{-}(aq)$

b. $H_2O_2(aq) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + \frac{1}{2}O_2(g)$

c. $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$



Gambar 5.6
Kemolaran gas bergantung pada volume wadahnya (kemolaran gas = mol gas per volume wadahnya)

Apakah tetapan kesetimbangan sistem heterogen sama dengan uraian sebelumnya? Berdasarkan penelitian, menunjukkan bahwa tetapan kesetimbangan reaksi heterogen memiliki karakter tertentu. Tinjau reaksi kesetimbangan heterogen pada penguraian termal $CaCO_3$ berikut.

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$$

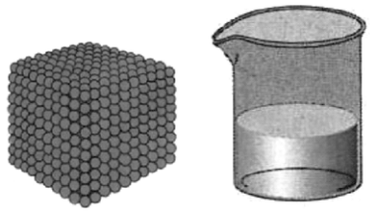
Bagaimanakah bentuk persamaan tetapan kesetimbangan untuk sistem reaksi heterogen ini? Andaikan tetapan kesetimbangan untuk penguraian termal $CaCO_3$ dituliskan sama seperti untuk reaksi homogen:

$$K_c = \frac{[CaO][CO_2]}{[CaCO_3]}$$

Kata Kunci

- Kesetimbangan heterogen
- Kesetimbangan homogen

Konsentrasi zat dalam sistem kesetimbangan adalah mol per liter. Untuk zat murni, baik padatan maupun zat cair, konsentrasi molar zat tidak berubah walaupun jumlahnya berkurang akibat bereaksi. Mengapa tidak berubah? Untuk zat murni, misalnya air, jika massa air dikurangi maka volume air juga berkurang (perhatikan Gambar 5.7). Akibatnya, konsentrasi molar air tidak berubah. Dengan kata lain, massa jenis zat murni selalu tetap. Berbeda dengan zat murni, untuk larutan, jika jumlah zat terlarut atau volume pelarut berkurang maka konsentrasi molarnya berubah. Sedangkan zat berupa gas kemolarannya bergantung pada volume wadahnya sepeti ditunjukkan pada Gambar 5.6



Gambar 5.7
Volume untuk menentukan kemolaran zat murni adalah volume zatnya sendiri, bukan volume wadah (kemolaran zat murni = mol zat/ volume zat)

Oleh karena massa jenis zat murni tetap, selama reaksi berlangsung massa $CaCO_3$ dan CaO per satuan volume zat padatnya selalu tetap. Hal ini menyebabkan konsentrasi kedua zat murni ini tidak memengaruhi nilai tetapan kesetimbangan. Oleh karena itu, konsentrasi $CaCO_3$ dan CaO dapat dipindahkan ke ruas kiri persamaan dan digabungkan dengan tetapan kesetimbangan (K_c). Persamaan kesetimbangannya menjadi:

$$K_c = \frac{[CaCO_3]}{[CaO]} = [CO_2]$$

$$K_c = [CO_2]$$

Dengan demikian, dapat disimpulkan bahwa untuk reaksi kesetimbangan yang heterogen, persamaan tetapan kesetimbangan tidak melibatkan konsentrasi zat murninya.

Tes Kompetensi Subbab A

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Tuliskan perbedaan nyata antara sistem reaksi satu arah, dua arah, dan reaksi kesetimbangan?
2. Mengapa reaksi kesetimbangan kimia dikatakan dinamis?
3. Tuliskan tetapan kesetimbangan untuk reaksi berikut:
 (a) $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$
 (b) $CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + 3H_2(g)$
 (c) $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g)$
 (d) $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$
4. Tetapan kesetimbangan untuk reaksi: $2A \rightleftharpoons B$ adalah $K_c = 20$. Jika nilai Q = 15, ke arah manakah reaksi sedang berlangsung?
5. Silika gel digunakan untuk mengikat air dari udara, dan membentuk kesetimbangan menurut persamaan berikut:
 $SiO_2(s) + nH_2O(g) \rightleftharpoons SiO_2.nH_2O(s)$
 Tuliskan tetapan kesetimbangannya.
6. Penguapan CCl_4 membentuk keadaan setimbang menurut persamaan: $CCl_4(\ell) \rightleftharpoons CCl_4(g)$
 Tuliskan tetapan kesetimbangannya.
7. Tuliskan tetapan kesetimbangan untuk reaksi penguraian H_2O_2.

B. Faktor-Faktor yang Memengaruhi Kesetimbangan

Jika ke dalam sistem reaksi yang berada dalam keadaan kesetimbangan diberi gangguan, misalnya konsentrasi atau suhunya diubah, apa yang terjadi? Sudah menjadi fenomena alam, setiap ada aksi tentu ada reaksi dan reaksinya beragam.

Menurut Le Chatelier, jika sistem yang berada dalam keadaan kesetimbangan diganggu, sistem akan berusaha mengurangi gangguan dengan cara menggeser posisi kesetimbangan, baik ke arah pereaksi maupun hasil reaksi sehingga gangguan tersebut minimum dan tercapai keadaan kesetimbangan yang baru.

1. Gangguan Konsentrasi

Jika pada sistem kesetimbangan dilakukan penambahan atau pengurangan salah satu pereaksi atau hasil reaksi, sistem akan mengadakan reaksi untuk mengurangi gangguan tersebut. Untuk lebih memahami pengaruh konsentrasi, lakukan penyelidikan berikut.

Aktivitas Kimia 5.1

Pengaruh Perubahan Konsentrasi terhadap Sistem Kesetimbangan

Tujuan

Mengetahui pengaruh perubahan konsentrasi terhadap sistem kesetimbangan $SCN^-(aq) + Fe^{3+}(aq) \rightleftharpoons Fe(SCN)^{2+}(aq)$.

Alat

1. Gelas kimia
2. Tabung reaksi
3. Pipet tetes
4. Gelas ukur

Bahan

1. Larutan NaH_2PO_4 0,01 M
2. Larutan Fe (NO_3) 0,01 M
3. Larutan KSCN 0,01 M

Langkah Kerja

1. Campurkan 25 mL KSCN 0,01 M dan 2 tetes Fe $(NO_3)_3$ 0,01 M ke dalam gelas kimia.
2. Tuangkan larutan tersebut ke dalam 4 buah tabung reaksi.
3. Tabung 1 disimpan sebagai pembanding.

4. Tabung 2 ditambahkan setetes KSCN 0,01 M.
5. Tabung 3 ditambahkan setetes $Fe(NO_3)_3$ 0,01 M.
6. Tabung 4 ditambahkan setetes NaH_2PO_4 0,01 M.
7. Amati dan catat semua perubahan warna yang terjadi.

Kondisi	Pengamatan
KSCN (awal)	Bening
$Fe(NO_3)_3$ (awal)	Kuning pucat
Tabung 1	
Tabung 2	
Tabung 3	
Tabung 4	

Pertanyaan

1. Gangguan apakah yang diberikan pada tabung 2, 3, dan 4? Jelaskan.
2. Apakah yang dapat Anda simpulkan dari aktivitas ini? Diskusikan secara berkelompok.

Mahir Menjawab

Reaksi pembuatan belerang trioksida adalah reaksi eksoterm
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$
Produksi belerang trioksida dapat meningkat dengan cara

A. menahan tekanan
B. menambah katalis
C. menurunkan suhu
D. memperbesar volume

Pembahasan
Agar reaksi kesetimbangan bergeser ke arah SO_3 (ke kanan) maka:

- tekanan diperbesar
- volume diperkecil
- suhu diturunkan

Jadi, jawabannya (C)

SPMB 2003

Persamaan reaksi pada Akti itas Kimia 5.1 cukup rumit, tetapi dapat disederhanakan menjadi:

$$KSCN\ (aq) + Fe(NO_3)_3(aq) \rightleftharpoons Fe(SCN)_2^{+}(aq) + 2NO_3(aq) + KNO_3(aq)$$

Oleh karena tidak semua spesi kimia dalam reaksi tersebut mengalami perubahan, Anda dapat menuliskan spesi kimia yang berubah saja, yaitu:

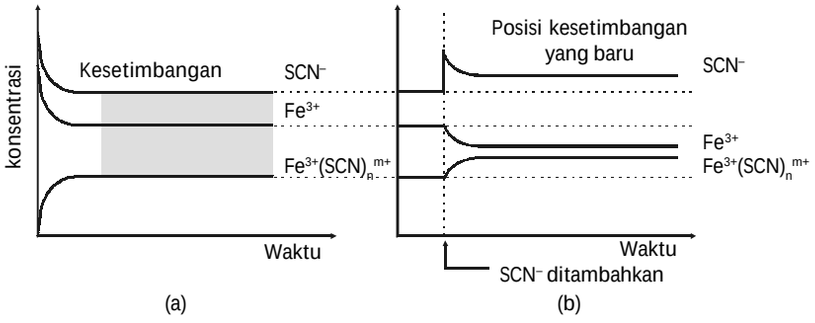
$$SCN^{-}(aq) + Fe^{3+}(aq) \rightleftharpoons Fe(SCN)^{2+}(aq)$$

Reaksi kesetimbangan tersebut dapat dipelajari berdasarkan perubahan warna yang terjadi. $KSCN(aq)$ tidak berwarna, $Fe(NO_3)_3(aq)$ berwarna kuning pucat, setelah bereaksi larutan menjadi berwarna merah. Warna merah ini berasal dari $Fe(SCN)^{2+}(aq)$ yang terbentuk.

Jika ke dalam sistem reaksi, konsentrasi pereaksi dinaikkan (penyelidikan pada tabung 2 dan 3) atau konsentrasi pereaksi dikurangi (penyelidikan pada tabung 4) apa yang akan terjadi? Berdasarkan pengamatan, menunjukkan bahwa pada tabung 2 dan 3 warna larutan berubah menjadi merah tua. Warna merah berasal dari $FeSCN^{2+}$, ini menunjukkan posisi kesetimbangan telah bergeser ke arah pembentukan hasil reaksi.

Berdasarkan hasil penyelidikan pada tabung 4, warna larutan berubah menjadi tidak berwarna. Hal ini menunjukkan bahwa posisi kesetimbangan telah bergeser ke arah pereaksi (pembentukan kembali ion SCN^{-}, tidak berwarna).

Jika pada akhirnya kesetimbangan terbentuk kembali, bagaimana komposisi konsentrasi masing-masing pereaksi setelah gangguan dikurangi oleh sistem kesetimbangan? Untuk memahami ini, simak penyelidikan pada tabung 2. Penambahan SCN^{-} akan menggeser posisi kesetimbangan ke arah hasil reaksi. Akibatnya, konsentrasi $Fe(SCN)^{2+}$ lebih besar dari sebelumnya, konsentrasi Fe^{3+} lebih sedikit, dan konsentrasi SCN^{-} lebih besar karena tidak semua SCN^{-} yang ditambahkan bereaksi dengan Fe^{3+}. Komposisi konsentrasi pereaksi dan produk dapat dilihat pada Gambar 5.8.



Gambar 5.8
(a) Keadaan kesetimbangan sebelum penambahan SCN^-.
(b) Keadaan kesetimbangan baru, setelah penambahan SCN^-.

Contoh 5.2

Pengubahan Konsentrasi Kesetimbangan

Perkirakan arah pergeseran kesetimbangan berikut:

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

Jika terhadap sistem kesetimbangan ditambah NH_3?

Bagaimana komposisi konsentrasi masing-masing zat setelah tercapai kesetimbangan yang baru?

Jawab:

Penambahan NH_3 akan menggeser posisi kesetimbangan ke arah penguraian NH_3 menjadi N_2 dan H_2.

Setelah tercapai kesetimbangan yang baru, konsentrasi NH_3 bertambah sedikit, konsentrasi N_2 dan H_2 bertambah besar.

2. Gangguan terhadap Suhu Sistem

Jika sistem kesetimbangan diubah suhunya maka sistem akan bereaksi dengan cara yang berbeda dengan gangguan konsentrasi. Reaksi terhadap gangguan suhu sangat bergantung pada sifat-sifat termokimia dari spesi yang terdapat dalam sistem kesetimbangan.

Seperti telah dibahas pada Bab Termokimia, ada reaksi eksoterm dan reaksi endoterm. Reaksi eksoterm dapat berubah menjadi reaksi endoterm jika reaksinya dibalikkan, sedangkan nilai ΔH reaksi tetap hanya tandanya saja yang berubah.

Jika sifat-sifat termokimia diterapkan ke dalam sistem reaksi yang membentuk kesetimbangan maka untuk reaksi ke arah hasil reaksi yang bersifat eksoterm, reaksi ke arah sebaliknya bersifat endoterm dengan harga ΔH sama, tetapi berbeda tanda.

Aktivitas Kimia 5.2

Pengaruh Perubahan Suhu terhadap Sistem Kesetimbangan

Tujuan

Mengetahui pengaruh perubahan suhu terhadap sistem kesetimbangan

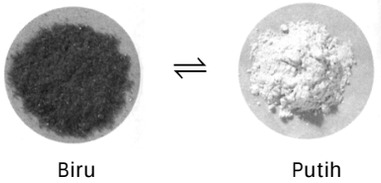
$CuSO_4 . 5H_2O(s) \rightleftharpoons CuSO_4(s) + 5H_2O(g)$.

Alat

1. Cawan penguap
2. Bunsen, kaki tiga, kawat kasa
3. Gabus
4. Timbangan

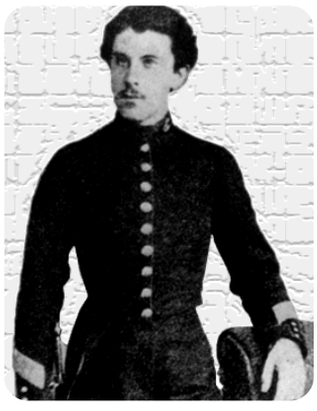
Bahan

1. Padatan $CuSO_4 . 5H_2O$
2. Air (H_2O)



Sekilas Kimia

Henri Louis Le Chatelier
(1850–1936)



Sumber: *http://dbhs.wvusd.k12.ca.us*

Henri Louis Le Chatelier adalah profesor kimia berkebangsaan Prancis. Dia meneliti gas-gas yang menyebabkan ledakan di area pertambangan dan reaksi yang terjadi dalam ledakan campuran gas. Berdasarkan penelitiannya ini, Le Chatelier mengemukakan sebuah prinsip yang menyatakan: jika suatu gangguan (perubahan kimia, konsentrasi dan suhu) diberikan ke dalam sistem kesetimbangan maka sistem tersebut akan mengalami perubahan sehingga gangguan menjadi minimum.

Selain bidang-bidang penelitian tersebut Le Chatelier juga melakukan penelitian di bidang sintesis semen, sintesis kristal, dan metalurgi.

Langkah Kerja

1. Panaskan 10 g $CuSO_4.5H_2O$ dalam cawan penguap. Amati perubahan warna yang terjadi.
2. Biarkan padatan mendingin. Setelah dingin, tetesi dengan air. Amati perubahan yang terjadi.
3. Tuliskan pengamatan Anda dalam bentuk tabel.

Aktivitas	Pengamatan
Sebelum dipanaskan Sesudah dipanaskan Ditambah air	

Pertanyaan

1. Bagaimanakah warna tembaga(II) sulfat sebelum dipanaskan, setelah dipanaskan, dan setelah ditambah air?
2. Termasuk ke dalam reaksi jenis apa pemanasan $CuSO_4 . 5H_2O$.
3. Apakah yang dapat Anda simpulkan dari percobaan ini?

Pemanasan $CuSO_4.5H_2O$ bertujuan untuk melepaskan hidrat yang terikat pada tembaga(II) sulfat pentahidrat. Persamaan termokimianya sebagai berikut.

$$\underset{\text{Biru}}{CuSO_4.5H_2O(s)} \rightleftharpoons \underset{\text{Putih}}{CuSO_4(s)} + 5H_2O(g) \quad \Delta H = +1508 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Oleh karena reaksinya berkesetimbangan maka pada saat didinginkan (ditambah air), serbuk $CuSO_4$ mengikat kembali molekul air. Persamaan termokimianya sebagai berikut.

$$\underset{\text{Putih}}{CuSO_4(s)} + 5H_2O(g) \rightleftharpoons \underset{\text{Biru}}{CuSO_4.5H_2O(s)} \quad \Delta H = -1508 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Mengapa perubahan suhu dapat memengaruhi sistem reaksi kesetimbangan? Ke arah manakah posisi kesetimbangan akan bergeser jika suhu reaksi dinaikkan atau diturunkan?

Menurut Le Chatelier, jika reaksi kesetimbangan diubah suhunya maka sistem akan melakukan tindakan dengan cara meminimalkan pengaruh suhu tersebut. Pada Akti itas Kimia 5.2, jika suhu dinaikkan, posisi kesetimbangan bergeser ke arah pelepasan hidrat (endoterm). Sebaliknya, jika suhu diturunkan, posisi kesetimbangan bergeser ke arah pembentukan hidrat (eksoterm).

Mahir Menjawab

Perhatikan reaksi kesetimbangan berikut.

$2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ $\Delta H = 150$ kJ

Apabila pada volume tetap suhu dinaikkan maka kesetimbangan bergeser ke arah

A. kanan dan harga *K* tetap
B. kiri dan harga *K* makin kecil
C. kanan dan harga *K* makin besar
D. kiri dan harga *K* makin besar

Pembahasan

$2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ $\Delta H = 150$ kJ

Reaksi tersebut adalah reaksi endoterm. Apabila pada volume tetap suhu dinaikkan, reaksi akan bergeser ke arah kanan.

Perubahan suhu menyebabkan harga *K* semakin besar karena reaksi tersebut bergeser ke kanan maka harga *K* bertambah.

Jadi, jawabannya (B)

UNAS 2003

Contoh 5.3

Pengaruh Perubahan Suhu

Pembuatan amonia bersifat eksoterm. Persamaan termokimianya:

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \quad \Delta H^o = -366{,}1$ kJ

Tentukan pergeseran posisi kesetimbangan jika suhu sistem dinaikkan.

Jawab:

Jika suhu dinaikkan, posisi kesetimbangan akan bergeser ke arah reaksi endoterm. Oleh karena pembentukan amonia eksoterm, posisi kesetimbangan akan bergeser ke arah sebaliknya, yaitu penguraian amonia menjadi $N_2(g)$ dan $H_2(g)$.

3. Gangguan terhadap Tekanan/Volume

Untuk sistem kesetimbangan yang melibatkan fasa padat atau cair, gangguan tekanan atau volume tidak berpengaruh, tetapi untuk sistem yang melibatkan fasa gas, gangguan tekanan terhadap sistem kesetimbangan sangat berpengaruh.

Perhatikan sistem reaksi kesetimbangan berikut.

$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

Jika tekanan sistem dinaikkan dengan cara memperkecil volume wadah, sistem akan bereaksi sedemikian rupa sehingga pengaruh volume sekecil mungkin. Bagaimanakah sistem akan bertindak? Tekanan diperbesar atau volume wadah diperkecil, memacu sistem untuk memperkecil pengaruh tekanan dengan cara mengurangi jumlah molekul. Frekuensi dan jumlah molekul yang bertumbukan dengan dinding wadah makin sedikit sehingga kenaikan tekanan menjadi minimum. Dengan demikian, posisi kesetimbangan akan bergeser ke arah yang jumlah molekulnya paling sedikit.

Pada reaksi pembentukan N_2O_4, ke arah mana posisi kesetimbangan akan bergeser? Ingat, perbandingan koefisien reaksi menyatakan perbandingan jumlah molekul. Oleh karena itu, kesetimbangan akan bergeser ke arah pembentukan N_2O_4 sebab jumlah molekulnya setengah dari jumlah molekul NO_2.

Contoh 5.4

Pengaruh Tekanan/ olume

Perhatikan reaksi kesetimbangan berikut:

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

Jika tekanan dalam sistem kesetimbangan diturunkan, bagaimanakah pergeseran kesetimbangannya?

Jawab:

Penurunan tekanan akan menggeser posisi kesetimbangan ke arah yang jumlah molekulnya lebih banyak. Dalam sistem ini, posisi kesetimbangan akan bergeser ke arah pereaksi ($N_2 + H_2$).

Berdasarkan uraian tersebut, jika tekanan sistem meningkat, posisi kesetimbangan akan bergeser ke arah jumlah molekul yang lebih sedikit seperti ditunjukkan pada Gambar 5.9. Bagaimana jika jumlah molekul pereaksi sebanding dengan jumlah molekul hasil reaksi? Misalnya pada reaksi berikut.

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

Jika jumlah molekul pereaksi sebanding dengan hasil reaksi atau jumlah koefisien pereaksi sama dengan hasil reaksi maka perubahan tekanan atau volume sistem tidak akan berpengaruh terhadap sistem kesetimbangan.

Bagaimana jika ke dalam sistem reaksi yang berada dalam kesetimbangan ditambahkan gas lembam (*inert*) seperti gas mulia (He, Ne, Ar)? Apakah sistem kesetimbangan terganggu? Jika gas inert seperti He, Ne, atau Ar dimasukkan ke dalam sistem reaksi yang berada dalam kesetimbangan, tekanan total sistem meningkat sebab jumlah molekul bertambah.

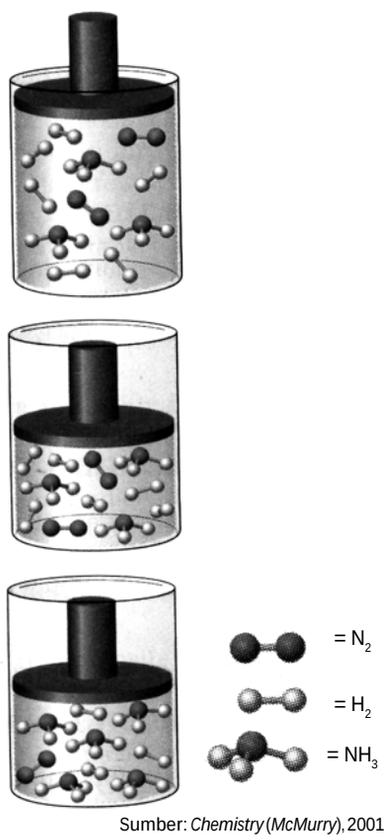
Tekanan total sistem merupakan jumlah aljabar dari tekanan parsial masing-masing komponen. Menurut Dalton:

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + ... + P_i.$$

P_{total} adalah tekanan total sistem.

P_1, P_2, ..., P_i adalah tekanan parsial masing-masing komponen gas.

Jika tekanan parsial dari komponen sistem berubah, komposisi gas akan berubah. Akibatnya, sistem kesetimbangan juga turut berubah. Hal ini karena tetapan kesetimbangan ditentukan oleh nilai tekanan parsial masing-masing komponen gas.



Sumber: *Chemistry* (*McMurry*), 2001

Gambar 5.9

Ketika tekanan diperbesar atau volume diperkecil, sistem kesetimbangan akan bergeser ke arah yang jumlah molekulnya sedikit.

Gas inert tidak bereaksi dengan komponen gas yang terdapat dalam sistem kesetimbangan sehingga komposisi dari masing-masing komponen sistem kesetimbangan tidak berubah. Akibatnya, penambahan gas inert tidak memengaruhi keadaan kesetimbangan. Penambahan gas inert ke dalam sistem kesetimbangan hanya menambah satu komponen tekanan parsial, sedangkan komponen parsial gas dalam sistem kesetimbangan tidak berubah.

Tes Kompetensi Subbab B

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Untuk sistem reaksi penguraian termal $CaCO_3$ menjadi CaO dan CO_2, variabel apa yang dapat Anda ukur untuk mengkaji sistem kesetimbangannya?
2. Penguraian $H_2O_2(\ell)$ menjadi $H_2O(\ell)$ dan $O_2(g)$ membentuk reaksi kesetimbangan menurut persamaan:
 $H_2O_2(\ell) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + O_2(g)$
 (a) ariabel apa yang dapat Anda ukur untuk mengkaji sistem tersebut?
 (b) Akan bergeser ke arah manakah posisi kesetimbangan jika gas O_2 dikeluarkan dari sistem reaksi?
3. Tinjau reaksi: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$.
 Jika dalam sistem kesetimbangan ini sejumlah kecil gas HI dikeluarkan, bagaimana sistem kesetimbangan bereaksi? Gambarkan grafik kesetimbangan sebelum dan sesudah pengeluaran gas HI.
4. Karbon monoksida dibentuk ketika karbon dioksida bereaksi dengan karbon padat dalam bentuk grafit. Persamaan termokimianya:
 $CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2CO(g) \quad \Delta H^o = -172{,}5$ kJ
 Pada suhu tinggi atau suhu rendah pembentukan karbon monoksida lebih banyak? Jelaskan.
5. Indikator kelembapan dibuat dengan cara melapisi benda dengan hidrat kobalt(II) klorida, yang dapat berubah warna seperti berikut:
 $[Co(H_2O)_6]Cl_2(s) \rightleftharpoons [Co(H_2O)_4]Cl_2.2H_2O(s)$
 (Merah muda) (Biru)
 Jika di udara terbuka terbentuk warna merah muda, apakah udara kering atau udara lembap? Jelaskan.
6. Mengapa reaksi penguraian suatu zat, umumnya dilakukan pada suhu tinggi? Misalnya: $I_2(g) \rightleftharpoons 2I(g)$
7. Penguraian N_2O_4 menjadi NO_2 bersifat eksoterm. Persamaannya:
 $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g) \quad \Delta H^o = -58{,}8$ KJ
 Jika dalam dua buah gelas ukur masing-masing diisi dengan campuran N_2O_4 dan NO_2, kemudian salah satunya direndam dalam es, dalam gelas ukur manakah konsentrasi NO_2 lebih banyak?
8. Analisislah persamaan reaksi kesetimbangan berikut. Apakah peningkatan tekanan sistem akan meningkatkan hasil reaksi atau tidak?
 a. $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$
 b. $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$
 c. $2NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2NOBr(g)$
 d. $C(s) + S_2(g) \rightleftharpoons CS_2(g)$
 e. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$
9. Perhatikan reaksi kesetimbangan berikut.
 $2NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2NOBr(g)$
 Gunakan prinsip Le Chatelier untuk meramalkan pengaruh aksi berikut terhadap posisi kesetimbangan jika:
 a. tekanan sistem NO dinaikkan;
 b. volume sistem digandakan dua kali; dan
 c. ditambah gas helium.

C. Hubungan Kuantitatif Pereaksi dan Hasil Reaksi

Pada awal bab, telah dijelaskan makna tetapan kesetimbangan secara kualitatif, yaitu perbandingan konsentrasi zat-zat yang terlibat dalam sistem reaksi kesetimbangan dipangkatkan dengan koefisien reaksinya. Pada subbab ini, Anda akan menentukan secara kuantitatif hubungan antara konsentrasi pereaksi dan hasil reaksi dalam sistem reaksi kesetimbangan.

1. Penentuan Tetapan Kesetimbangan, K_c

Masih ingatkah Anda cara menentukan tetapan kesetimbangan untuk sistem reaksi yang homogen dan heterogen? Perhatikan reaksi kesetimbangan berikut.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Dapatkah Anda menuliskan persamaan tetapan kesetimbangan untuk reaksi tersebut? Berapakah nilai tetapan kesetimbangan untuk reaksi tersebut? Untuk dapat menjawab pertanyaan ini, Anda harus mengetahui konsentrasi molar masing-masing zat yang ada dalam keadaan setimbang.

Konsentrasi molar zat-zat dalam sistem kesetimbangan hanya dapat diketahui dari hasil penyelidikan. Oleh karena itu, nilai tetapan kesetimbangan hanya dapat diketahui setelah Anda melakukan penyelidikan ilmiah.

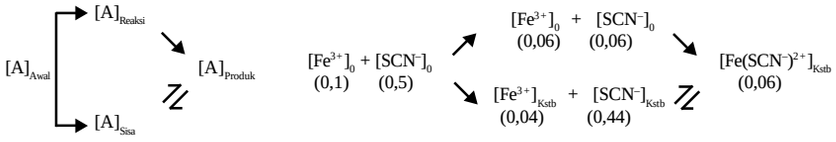
Masih ingatkah Anda dengan penyelidikan gangguan konsentrasi terhadap reaksi kesetimbangan? Anda mereaksikan larutan $Fe(NO_3)_3$ dan larutan KSCN, dapat ditulis dalam bentuk persamaan ionnya:

$$Fe^{3+}(aq) + SCN^{-}(aq) \rightleftharpoons Fe(SCN)^{2+}(aq)$$

Andaikan Anda mereaksikan $Fe^{3+}(aq)$ 0,1 M dan SCN^{-} (aq) 0,5 M pada suhu tertentu. Setelah reaksi mencapai keadaan setimbang, diketahui bahwa konsentrasi $Fe^{3+}(aq)$ dalam sistem menjadi 0,04 M. Apakah makna yang terkandung dalam hasil penyelidikan ini? Untuk memahami makna yang terkandung dalam penyelidikan Anda, simak diagram kesetimbangan pada Gambar 5.10. Konsentrasi awal masing-masing pereaksi adalah $[Fe^{3+}]_0$ = 0,1 M dan $[SCN^{-}]_0$ = 0,5 M. Setelah reaksi mencapai kesetimbangan masih tersisa 0,04 M. Artinya, tidak semua Fe^{3+} habis bereaksi. Konsentrasi Fe^{3+} sisa tiada lain adalah konsentrasi Fe^{3+} dalam keadaan kesetimbangan: $[Fe^{3+}]_{kstb}$ = 0,04 M, selebihnya telah berubah menjadi hasil reaksi, yaitu sebanyak $[Fe^{3+}]_0 - [Fe^{3+}]_{kstb}$ = 0,06 M.

Berapa konsentrasi SCN^{-} dan konsentrasi $Fe(SCN)^{2+}$ yang berada dalam kesetimbangan? Jawaban ini dapat diketahui berdasarkan koefisien reaksinya. Oleh karena rasio stoikiometri SCN^{-} terhadap Fe^{3+} = 1:1 maka konsentrasi SCN^{-} yang bereaksi dengan Fe^{3+} sama, yaitu 0,06 M sehingga konsentrasi SCN^{-} dalam kesetimbangan $[SCN^{-}]_{kstb}$ adalah 0,5 M – 0,06 atau M = 0,44 M.

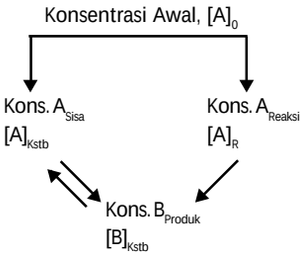
Konsentrasi $Fe(SCN)^{2+}$ dalam kesetimbangan, juga dapat dihitung berdasarkan rasio stoikiometrinya, hasilnya: $[Fe(SCN)^{2+}]_{kstb}$ = 0,06 M. Data hasil penyelidikan dapat diungkapkan ke dalam bentuk diagram kesetimbangan sebagai berikut.



Untuk memudahkan perhitungan, data konsentrasi masing-masing zat dapat juga ditabulasikan ke dalam tabel seperti berikut.

Tabel 5.2 Contoh Tabulasi Data Sistem Kesetimbangan $Fe^{3+} + SCN^{-} \rightleftharpoons FeSCN^{2+}$

Spesi Kimia	Fe^3	SCN^{-}	$FeSCN^2$
Konsentrasi awal (M)	0,1	0,5	–
Konsentrasi yang berubah (M)	–0,06	–0,06	+ 0,06
Konsentrasi kesetimbangan (M)	0,04	0,44	0,06



Gambar 5.10
Pereaksi A sebagian berubah menjadi B dan sisanya tetap sebagai A. Konsentrasi molar pada keadaan kesetimbangan adalah [A] sisa dan [B] hasil reaksi.

Untuk menentukan nilai tetapan kesetimbangan, nilai konsentrasi masing-masing spesi dalam keadaan kesetimbangan dimasukkan ke dalam persamaan tetapan kesetimbangan.

$$K_c = \frac{[FeSCN^{2+}]}{[Fe^{3+}][SCN^-]} \text{ atau } K_c = \frac{0{,}06}{(0{,}04)(0{,}44)} = 3{,}4$$

Dengan demikian, tetapan kesetimbangan hanya dapat ditentukan berdasarkan hasil penyelidikan yang dilakukan pada suhu tetap.

Contoh 5.5

Menentukan Nilai Tetapan Kesetimbangan

Perhatikan reaksi kesetimbangan berikut.

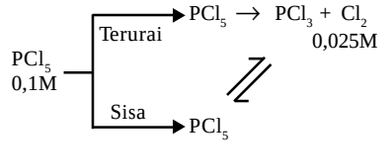
$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$

Jika konsentrasi awal PCl_5 0,1 M dan setelah kesetimbangan tercapai ditemukan gas Cl_2 0,025 M, berapakah tetapan kesetimbangan untuk sistem tersebut?

Jawab:

1. Gunakan rasio stoikiometri untuk menentukan:
 konsentrasi PCl_5 yang terurai dan PCl_5 sisa.
 konsentrasi PCl_3 yang terbentuk.
2. Hitung tetapan kesetimbangannya.

Diagram reaksi kesetimbangan:



Oleh karena koefisien reaksi sama (RS = 1 : 1) maka konsentrasi molar PCl_5 terurai dan PCl_3 terbentuk sama dengan konsentrasi Cl_2 dalam kesetimbangan, yakni 0,025M. Konsentrasi PCl_5 sisa adalah selisih $[PCl_5]$ awal dan $[PCl_5]$ terurai.

at	PCl_5	PCl_3	Cl_2
[Awal] /M	0,1	–	–
[Berubah] / M	–0,025	+0,025	+0,025
[Setimbang]/M	0,075	0,025	0,025

Setelah konsentrasi molar masing-masing zat dalam keadaan kesetimbangan diketahui maka tetapan kesetimbangan dapat dihitung, yaitu:

$$K_c = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][CL_2]} = \frac{0{,}075}{(0{,}025)(0{,}025)} = 120$$

Jadi, nilai K_c untuk reaksi tersebut adalah 120.

Pada uraian tersebut, sistem reaksi kesetimbangan memiliki rasio stoikiometri atau koefisien reaksi yang sama. Bagaimana jika koefisien reaksi dalam kesetimbangan berbeda? Simak contoh soal berikut.

Contoh 5.6

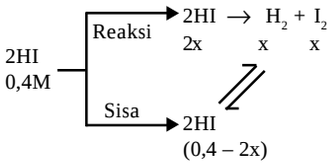
Menentukan Konsentrasi at dalam Kesetimbangan

Ke dalam reaktor dengan volume 10 L diisi 4 mol HI. Pada 400°C terbentuk reaksi kesetimbangan menurut persamaan berikut: $2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$. Berapakah konsentrasi masing-masing zat pada keadaan setimbang? Diketahui harga K_c = 0,695.

Jawab:

1. Hitung konsentrasi molar HI awal.
2. Buat diagram reaksi kesetimbangan. Sisipkan konsentrasi zat yang diketahui dan buat pemisalan untuk zat yang tidak diketahui, misalnya [x].
3. Tentukan konsentrasi molar HI terurai, HI sisa, serta H_2 dan I_2 yang terbentuk berdasarkan rasio stoikiometrinya.

- Konsentrasi awal $[HI]_0$ = 4 mol/10 L = 0,4 M.
- Diagram reaksi kesetimbangannya:



- Jika [HI] terurai 2x M maka $[H_2]$ dan $[I_2]$ terbentuk adalah x M, dan [HI] sisa = (0,4 – 2x) M.

Nilai x dapat ditentukan dari persamaan tetapan kesetimbangan, yaitu:

$$K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} \text{ atau } 0{,}695 = \frac{(x)(x)}{(0{,}4-2x)^2}$$

Jika persamaan di atas dihitung secara aljabar akan diperoleh persamaan kuadrat sebagai berikut:

$1{,}78x^2 - 1{,}11x + 0{,}11 = 0$

Dengan menggunakan rumus persamaan kuadrat

$$x_{1,2} = \frac{-b \quad \sqrt{b^2-4ac}}{2a} \text{ maka } x_1 = 0{,}5 \text{ atau } x_2 = 0{,}124$$

Jika nilai x_1 diambil maka konsentrasi HI yang terurai 2(0,5) = 1,0 M, sedangkan konsentrasi HI awal lebih kecil, yakni 0,4 M (tidak realistik).

Oleh karena itu, nilai x yang mewakili penguraian HI adalah x_2 = 0,124.

Dengan demikian, konsentrasi masing-masing zat dalam kesetimbangan adalah

$[H_2]$ = x = 0,124 M; $[I_2]$ = x = 0,124 M;

[HI] = 0,4 – 2x = 0,152 M

Contoh 5.7

Menentukan Konsentrasi at dan Tetapan Kesetimbangan

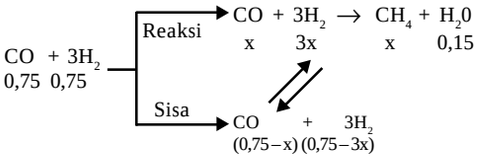
Gas CO dan gas H_2 bereaksi menurut persamaan berikut:

$CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$

Jika konsentrasi awal CO dan H_2 masing-masing 0,75 M, dan setelah kesetimbangan dicapai diketahui terdapat H_2O 0,15 M. Berapakah konsentrasi molar masing-masing zat dalam kesetimbangan? Berapa tetapan kesetimbangannya?

Jawab:

1. Buat diagram reaksi kesetimbangan.
2. Tentukan konsentrasi molar masing-masing zat dalam kesetimbangan.
3. Hitung tetapan kesetimbangan.



Konsentrasi zat dalam keadaan kesetimbangan dapat ditentukan berdasarkan perbandingan koefisien reaksi terhadap konsentrasi molar H_2O.

$[H_2O]_{Kstb}$ = 0,15 M

$[CH_4]_{Kstb}$ = 0,15 M

Mahir Menjawab

Dalam suatu tempat tertutup, berlangsung kesetimbangan:
$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$
jika volume diperkecil, dengan tetap menjaga suhu, maka:

1. jumlah mol PCl_3 berkurang
2. harga K_c tidak berubah
3. jumlah mol PCl_5 bertambah
4. jumlah mol Cl_2 berubah

Pernyataan yang benar

A. 1, 2, dan 3
B. 1 dan 3
C. 2 dan 4
D. 1, 2, dan 4
E. 1, 2, 3, dan 4

Pembahasan

Jika volume diperkecil, reaksi bergeser ke arah jumlah koefisien terkecil (ke arah kiri) akibatnya:

- jumlah mol PCl_3 berkurang
- harga K_c tetap (karena suhu tetap)
- jumlah mol PCl_5 bertambah
- jumlah mol Cl_2 berkurang

Jadi, jawabannya (A)

UNAS 2004

$[CO]_{Kstb}$ = (0,75 – 0,15) M
$[H_2]_{Kstb}$ = (0,75 – 0,45) M
Hasilnya ditabulasikan dalam tabel berikut:

at	C_0 (M)	Perubahan	C_{Kstb} (M)
CO	0,75	0,15	0,60
H_2	0,75	0,45	0,30
CH_4	–		0,15
H_2O	–		0,15

Harga tetapan kesetimbangannya sebagai berikut.

$$K_c = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3} = \frac{(0,15)(0,15)}{(0,6)(0,3)^3} = 1,,39$$

2. Manipulasi Tetapan Kesetimbangan

Jika reaksi yang berada dalam kesetimbangan dipelajari dari arah sebaliknya atau konsentrasi molar zat-zat yang bereaksi digandakan dengan faktor tertentu, bagaimana nilai tetapan kesetimbangannya? Semua manipulasi ini akan memengaruhi nilai tetapan kesetimbangan.

a. Pembalikan Arah Reaksi Kesetimbangan

Jika persamaan reaksi kesetimbangan dikaji dari arah yang berlawanan maka nilai tetapan kesetimbangan yang baru merupakan kebalikkan dari tetapan semula.

Contoh:
Tinjau sistem reaksi kesetimbangan berikut.
$PCl_3(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons PCl_5(g)$
Persamaan untuk tetapan kesetimbangannya:

$$K_c = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]}$$

Jika dipelajari dari arah sebaliknya, $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$
Maka persamaan tetapan kesetimbangannya:

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} \text{ atau } K_c = \frac{1}{K_c}$$

b. Perkalian dengan Faktor Tertentu

Jika persamaan reaksi kesetimbangan dikalikan dengan faktor tertentu, nilai tetapan kesetimbangan yang baru merupakan pangkat dari faktor pengali. Perhatikan contoh berikut:
$SO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g)$ (A)
Jika persamaan dikalikan dengan faktor 2 maka persamaan reaksi kesetimbangan menjadi:
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ (B)
Persamaan tetapan kesetimbangan untuk reaksi (A) dan (B) berturut-turut sebagai berikut.



Sekilas Kimia

Toksisitas CO

Manusia, seperti halnya makhluk hidup lainnya membutuhkan oksigen yang diperoleh melalui proses bernapas. Setiap manusia bernapas sekitar 500 mL udara masuk ke dalam paru-paru. Dari nilai tersebut hanya sekitar 3% terlarut dalam darah selebihnya berikatan dengan molekul hemoglobin (Hb). Reaksi oksigen dengan hemoglobin merupakan suatu sistem kesetimbangan.

$Hb + O_2 \rightleftharpoons HbO_2$

Apakah yang terjadi apabila dalam udara yang kita hirup terdapat gas CO? Hemoglobin memiliki afinitas yang lebih besar terhadap CO dibanding O_2. Akibatnya, sistem kesetimbangan mengalami gangguan berupa pengurangan konsentrasi Hb. Menurut asas Le Chatelier gangguan tersebut akan menyebabkan kesetimbangan bergeser ke arah kiri. Ini berarti, pasokan O_2 kepada sel tubuh berkurang. Apabila keadaan berlanjut dapat menyebabkan kematian.

Sumber: *Chemistry The Central Science*, 2000

$K_{cA} = \frac{[SO_3]}{[SO_2][O_2]^{\frac{1}{2}}}$ dan $K_{cB} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} = (K_{cA})^2$

Secara umum dapat dutulis sebagai $K_c = (K_c)^n$, n sebagai faktor pengali.

c. Penjumlahan Reaksi Kesetimbangan

Dua atau lebih persaman reaksi kesetimbangan dapat dijumlahkan menjadi satu persamaan. Hal ini dapat dilakukan jika zat-zat dalam sistem reaksi mengandung unsur-unsur yang sama. Perhatikan contoh berikut.

(a) $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ K_1

(b) $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ K_2

(c) $N_2(g) + 2O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ K_3

Persamaan tetapan kesetimbangan untuk ketiga sistem reaksi di atas adalah

(a) $K_1 = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]}$ (b) $K_2 = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2[O_2]}$ (c) $K_3 = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]^2}$

Untuk mengetahui hubungan antara K_1, K_2, K_3 dapat dilakukan perkalian antara K_1 dan K_2.

$$K_1 \quad K_2 = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]} \times \frac{[NO_2]^2}{[NO^2][O_2]} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]^2}$$

Hasil perkalian K_1 dan K_2 tiada lain adalah persamaan tetapan untuk K_3. Dengan demikian, harga K_3 merupakan hasil perkalian K_1 dan K_2.

Kegiatan Inkuiri



Simpulkan dengan kalimat Anda sendiri tentang manipulasi tetapan kesetimbangan, jika persamaan reaksi:

a. dibalikkan arahnya,
b. dikalikan dengan faktor tertentu, dan
c. tahap-tahap reaksi kesetimbangan dijumlahkan.

Contoh 5.8

Memanipulasi Tetapan Kesetimbangan

Tentukan nilai K_c untuk reaksi kesetimbangan:

$\frac{1}{2} N_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) + \frac{1}{2} Br_2(g) \rightleftharpoons NOBr(g)$

Diketahui:

(a) $2NO(g) \rightleftharpoons N_2(g) + O_2(g)$ $K_{(a)} = 24$

(b) $NO(g) + \frac{1}{2} Br_2(g) \rightleftharpoons NOBr(g)$ $K_{(b)} = 1{,}4$

Jawab:

Bentuk persamaan reaksi yang ditanyakan adalah setengah dan kebalikan dari persamaan (a), serta penjumlahan dengan persamaan (b).

$\frac{1}{2} N_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightleftharpoons NO(g)$

$NO(g) + \frac{1}{2} Br_2(g) \rightleftharpoons NOBr(g)$

$\frac{1}{2} N_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) + \frac{1}{2} Br_2(g) \rightleftharpoons NOBr(g)$

Perkalian dengan faktor $\frac{1}{2}$ dan pembalikan arah reaksi (a) menghasilkan tetapan kesetimbangan:

$$K_c = \frac{1}{(K_{(a)})^{\frac{1}{2}}} = 0{,}2$$

Penjumlahan dengan reaksi (b) menghasilkan tetapan kesetimbangan berikut:

$K_c = K_{(a)} \times K_{(b)}$
$= 0{,}2 \times 1{,}4 = 0{,}28$

Jadi, nilai tetapan kesetimbangan(K_c) untuk reaksi pembentukan NOBr dari unsur-unsurnya adalah 0,28.

3. Tetapan Kesetimbangan dalam Bentuk Tekanan Parsial (K_p)

Pada topik sebelumnya, Anda sudah mengenal istilah tekanan parsial, yaitu tekanan salah satu komponen sistem yang terdapat dalam campuran gas. Selain dengan konsentrasi molar, tetapan kesetimbangan untuk sistem reaksi yang melibatkan gas dapat dinyatakan dengan tekanan parsial masing-masing komponen gas.

Simak sistem reaksi kesetimbangan berikut:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Bagaimanakah persamaan tetapan kesetimbangan untuk reaksi tersebut yang diungkapkan dalam bentuk tekanan parsial komponen gas?

Pada dasarnya tetapan kesetimbangan dalam bentuk tekanan parsial tidak berbeda dengan tetapan kesetimbangan dalam konsentrasi molar. Dalam bentuk tekanan parsial diungkapkan sebagai berikut.

$$K = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} P_{H_2}^3} \Rightarrow \frac{(P_{NH_3})^2}{P_{N_2}(P_{H_2})^3}$$

K_p adalah tetapan kesetimbangan dalam bentuk tekanan parsial. $(P_{NH_3})^2$, P_{N_2}, $(P_{H_2})^3$ adalah tekanan parsial masing-masing komponen gas dalam kesetimbangan yang dipangkatkan dengan koefisien reaksinya.

Sekilas Kimia

Fritz Haber
(1868–1934)



Sumber: *http://nobelprize.org*

Fritz Haber yang lahir pada 9 Desember 1868 di Breslau, Jerman, adalah seorang ahli kimia Jerman yang memulai penelitiannya di bidang dekomposisi dan pembakaran hidrokarbon. Haber berhasil menemukan teknik sistesis amonia dari H_2 dan N_2 yang dapat digunakan untuk industri.

Dalam teknik sintesisnya, Haber menggunakan prinsip Le Chatelier untuk menentukan suhu dan tekanan optimum sistesis amonia menggunakan osmium sebagai katalis.

Contoh 5.9

Menentukan Tekanan Parsial Gas dalam Sistem Kesetimbangan

Uap HCl dapat bereaksi dengan uap amonia menurut persamaan:

$$HCl(g) + NH_3(g) \rightleftharpoons NH_4Cl(s)$$

Jika nilai $K_p = 0{,}15$, berapakah tekanan parsial komponen gas dalam sistem kesetimbangan tersebut?

Jawab:

1. Lakukan pemisalan untuk menentukan tekanan parsial masing-masing komponen.
2. Hitung tekanan parsial masing-masing komponen gas menggunakan tetapan kesetimbangan.

Oleh karena NH_4Cl zat murni, tidak perlu dihitung dalam tetapan kesetimbangan. Koefisien reaksi HCl dan NH_3 sama sehingga tekanan parsialnya juga sama, misalnya x atm.

Persamaan tetapan kesetimbangan untuk reaksi ini adalah sebagai berikut.

$$K_p = \frac{1}{P_{HCl} P_{NH_3}} = \frac{1}{(x)(x)} \text{ atau } x^2 = \frac{1}{0{,}15}, x = 2{,}58$$

Dengan demikian, tekanan parsial HCl dan NH_3 besarnya sama yaitu 2,58 atm.

4. Hubungan K_p dan K_c

Dalam reaksi kesetimbangan yang melibatkan gas, nilai K dan K_c dapat sama atau beda. Tinjau persamaan reaksi hipotetik berikut.

$$\alpha A + \beta B \rightleftharpoons \gamma C + \delta D$$

Tetapan kesetimbangan untuk reaksi tersebut dalam bentuk tekanan parsial dan konsentrasi molar adalah sebagai berikut.

$$K = \frac{P_C^{\gamma} P_D^{\delta}}{P_A^{\alpha} P_B^{\beta}} \text{ dan } K_c = \frac{[C]^{\gamma}[D]^{\delta}}{[A]^{\alpha}[B]^{\beta}}$$

Bagaimanakah hubungan antara K dan K_c dalam sistem reaksi yang sama? Apakah memiliki nilai yang sama atau beda?

Masih ingatkah Anda tentang persamaan gas ideal yang berguna untuk menentukan volume molar gas nonstandar? Persamaan tersebut dapat menujukkan hubungan tekanan dan konsentrasi molar gas. Persamaannya adalah $P = nRT$.

Persamaan ini dapat diubah menjadi:

$$P = \frac{n}{v} RT \text{ atau } P = [C]RT$$

Tekanan parsial A dapat ditulis sebagai: $P_A = [A]\,RT$.

Dengan memasukkan persamaan tekanan parsial komponen gas ke dalam persamaan K, diperoleh:

$$K = \frac{P_C^{\gamma} P_D^{\delta}}{P_A^{\alpha} P_B^{\beta}} = \frac{([C]RT)^{\gamma}([D]RT)^{\delta}}{([A]RT)^{\alpha}([B]RT)^{\beta}} \text{ atau } K = \frac{[C]^{\gamma}[D]^{\delta}}{[A]^{\alpha}[B]^{\beta}}(RT)^{(\gamma+\delta)-(\alpha+\beta)}$$

Persaman tersebut masih dapat disederhanakan menjadi:

$K = K_C(RT)^{\Delta n}$, Δn adalah selisih koefisien reaksi.

Catatan *Note*

Δn = Jumlah mol hasil reaksi – jumlah mol pereaksi

Δn = Total mol of product – total mol of reactant.

Contoh 5.10

Menghitung Tetapan Kesetimbangan Sistem Gas

1. Tuliskan rumus persamaan K_p dan K_c untuk reaksi:

 $$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$

 Bagaimanakah hubungan antara K dan K_c untuk reaksi tersebut?

 Jawab:

 $$K = \frac{P_{SO_2}^2}{P_{SO_2}^2 P_{O_2}} \text{ dan } K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

 Pada persamaan reaksi di atas, $\Delta n = (2 - 3) = -1$.

 Dengan demikian, $K_p = K_c(RT)^{-1}$.

2. Pada 300K, nilai K_p untuk reaksi oksidasi SO_2 tersebut adalah 7,5. Tentukan nilai K_c.

 Jawab:

 Hubungan K_p dan K_c adalah $K_p = K_c(RT)^{-1}$

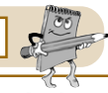
 Nilai K_c untuk reaksi tersebut:

 $7{,}5 = K_c(0{,}082\ \text{L atm K}^{-1}\text{mol}^{-1} \times 300\ \text{K})^{-1}$

 $K_c = 0{,}3$

 Jadi, nilai tetapan kesetimbangan dalam konsentrasi molar sebesar 0,3 (nilai K_c tidak sama dengan K_p).

Kegiatan Inkuiri



Diskusikan di dalam kelas, pada kondisi bagaimanakah nilai K_p sama dengan K_c.
Kata kunci: Δn

Tes Kompetensi Subbab C

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Ke dalam reaktor dengan volume 2 liter, dimasukkan 1 mol $H_2(g)$ dan 1 mol $I_2(g)$ pada suhu tetap. Setelah kesetimbangan tercapai, ditemukan 1,56 mol HI(g). Hitung K_c untuk reaksi kesetimbangan berikut:
 $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$
2. Pada suhu tertentu, reaksi berikut memiliki nilai tetapan, $K_c = 2{,}5 \times 10^4$:
 $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$
 Jika 0,5 mol H_2 dan 0,5 mol Cl_2 dimasukkan ke dalam tabung, berapakah jumlah mol HCl yang terdapat dalam kesetimbangan?
3. Fosfor pentaklorida terurai menurut persamaan berikut:
 $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g) \quad K_c = 1{,}8\ (250°C)$
 Jika 0,5 mol PCl_5 disuntikkan ke dalam 2 liter reaktor pada suhu tetap, berapakah perbandingan konsentrasi molar PCl_5 dan PCl_3 dalam kesetimbangan?
4. Tinjau persamaan reaksi kesetimbangan berikut:
 $Ni(s) + 4CO(g) \rightleftharpoons Ni(CO)_4(g)$
 Jika konsentrasi $Ni(CO)_4$ dalam kesetimbangan itu 0,85 M dan nilai $K_c = 5 \times 10^4$, hitung konsentrasi $CO(g)$ dalam kesetimbangan.
5. Diketahui dua buah persamaan reaksi kesetimbangan berikut:
 (a) $H^+(aq) + NO^-_2(aq) \rightleftharpoons HNO_2(l)$ $\quad K_1 = 2{,}2 \times 10^3$
 (b) $H_2O(\ell) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$ $\quad K_2 = 1{,}0 \times 10^{-14}$
 Tentukan tetapan kesetimbangan untuk reaksi berikut:
 $NO^-_2(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HNO_2(aq) + OH^-(aq)$
6. Pada suhu tertentu, terbentuk kesetimbangan reaksi berikut:
 $2ICl(g) \rightleftharpoons I_2(g) + Cl_2(g)$
 Nilai K_c untuk persamaan tersebut adalah 0,11. Tentukan nilai K_c untuk reaksi kebalikannya:
 $I_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2ICl(g)$
7. Pada 1.250K, metana bereaksi dengan uap air menurut persamaan:
 $CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + 3H_2(g)$
 Setelah keadaan kesetimbangan tecapai, ditemukan bahwa $P(CH_4) = 0{,}31$ atm; $P(H_2O) = 0{,}83$ atm; $P(CO) = 0{,}57$ atm; dan $P(H_2) = 2{,}26$ atm. Hitung K_p untuk reaksi tersebut?
8. Gas fluorin berdisosiasi membentuk atom-atomnya ketika dipanaskan:
 $\frac{1}{2} F_2(g) \rightleftharpoons F(g)$
 Nilai K_p adalah $7{,}55 \times 10^{-2}$. Berapa tekanan parsial masing-masing gas?
9. Tetapan kesetimbangan untuk persamaan kimia berikut:
 $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$
 adalah $K_p = 1{,}9$. Jika tekanan CO dalam kesetimbangan 1,5 atm, berapakah tekanan CO_2?
10. Amonium hidrogen sulfida terurai menurut persamaan berikut:
 $NH_4HS(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + H_2S(g)$
 Tetapan kesetimbangan molarnya, $K_c = 1{,}81 \times 10^{-4}$ pada 25°C. Jika pada suhu itu, NH_4HS dimasukkan ke dalam reaktor, berapakah tekanan total gas dalam tabung pada saat kesetimbangan tercapai?
11. Pada 1250K, metana bereaksi menurut persamaan berikut:
 $CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + 3H_2(g)$
 Pada keadaan setimbang, ditemukan tekanan $CH_4 = 0{,}31$ atm; $H_2O = 0{,}83$ atm; $CO = 0{,}57$ atm; dan $H_2 = 2{,}26$ atm. Tentukan nilai K_c dan konsentrasi molar masing-masing gas.
12. Tetapan kesetimbangan molar untuk reaksi:
 $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$
 adalah 617 pada 300K. Berapa nilai K_p? Apakah nilai K_p sama dengan nilai K_c?

D. Reaksi Kesetimbangan di Industri Kimia

Reaksi-reaksi yang berkesetimbangan merupakan masalah bagi industri, mengapa? Industri memerlukan produk yang efektif dan efisien dengan biaya semurah-murahnya. Dalam reaksi kesetimbangan, produk yang dihasilkan tidak efektif karena dapat membentuk kembali pereaksi. Untuk menghasilkan produksi yang maksimal diperlukan pengetahuan untuk menggeser posisi kesetimbangan ke arah produk.

1. Industri Amonia

Amonia merupakan bahan dasar untuk pembuatan pupuk, sebagai pelarut, pembersih, dan banyak lagi produk sintetik yang menggunakan bahan dasar amonia. Amonia disintesis dari gas N_2 dan H_2melalui *proses Haber* seperti ditunjukkan pada Gambar 5.11, reaksinya membentuk kesetimbangan. Secara termokimia, pembentukan amonia bersifat eksotermis. Persamaan termokimianya sebagai berikut.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \quad \Delta H_{25} = -92{,}2 \text{ kJ}$$

Masalah utama sintesis amonia adalah bagaimana menggeser posisi kesetimbangan ke arah kanan agar dihasilkan amonia semaksimal mungkin. Apakah Anda punya gagasan atau saran untuk hal ini?

Saran pertama tentu pereaksi harus dipasok terus menerus agar posisi kesetimbangan bergeser ke arah pembentukan amonia. Saran kedua, suhu dan tekanan sistem harus optimal. Bagaimana caranya?

a. Optimasi Suhu

Oleh karena pembentukan amonia bersifat eksoterm maka untuk mengoptimalkan produksi amonia, suhu reaksi harus tinggi atau rendah? Tentunya harus rendah karena suhu reaksi yang tinggi akan menggeser kesetimbangan ke arah reaksi endoterm (penguraian amonia).

Jika suhu terlalu rendah, reaksi berlangsung sangat lambat (hampir tidak bereaksi). Jika suhu terlalu tinggi, reaksi bergeser ke arah penguraian amonia. Jadi, bagaimana cara yang efektif dan efisien? Dalam kasus seperti ini, perlu ditentukan suhu optimum (tidak terlalu tinggi, juga tidak terlalu rendah). Hasil penyelidikan menunjukkan bahwa suhu optimum pembentukan amonia sekitar 450°C–500°C (perhatikan Gambar 5.12).

b. Optimasi Tekanan

Selain optimasi suhu, tekanan juga perlu dioptimasi, mengapa? Ini dikarenakan sintesis amonia melibatkan fasa gas dan rasio stoikiometri antara pereaksi dan hasil reaksi tidak sama.

Koefisien reaksi pembentukan amonia lebih kecil dari koefisien pereaksi sehingga tekanan harus tinggi. Dalam praktiknya, tekanan yang diterapkan sekitar 250 atm (perhatikan Gambar 5.12a).

Mengapa tekanan yang diterapkan tidak lebih tinggi lagi? Hal ini berkaitan dengan aspek teknologi. Semakin tinggi tekanan maka diperlukan peralatan yang sangat kuat agar tidak terjadi ledakan.

2. Industri Asam Sulfat

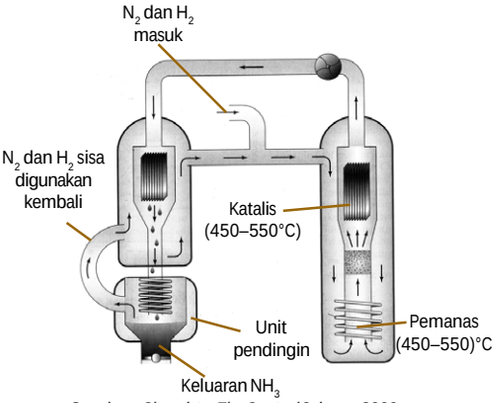
Di Indonesia, asam sulfat merupakan salah satu bahan baku untuk membuat pupuk, pigmen dan cat, pembuatan besi dan baja, pembuatan *pulp* dan kertas, pengisi sel *accumulator*, pelarut, pengatur pH di dalam proses industri, pendehidrasi, serta pembuatan produk-produk kimia lainnya, seperti amonium sulfat dan kalsium hidrofosfat.

Pembuatan asam sulfat di industri dikembangkan melalui proses kontak seperti pada Gambar 5.13, dengan tiga tahap utama sebagai berikut.

1. Pembentukan belerang dioksida, persamaan reaksinya adalah
 $S(\ell) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$
2. Pembentukan belerang trioksida, persamaan reaksinya adalah
 $SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g) \qquad \Delta H = -190 \text{ kJ}$
3. Pembentukan asam sulfat, melalui zat antara, yaitu asam pirosulfat. Persamaan reaksinya adalah

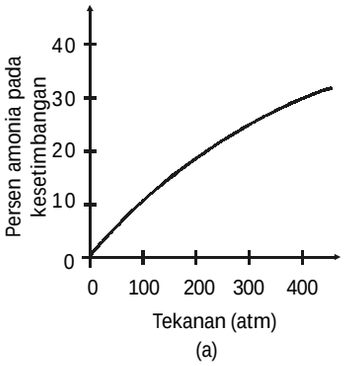
Kata Kunci

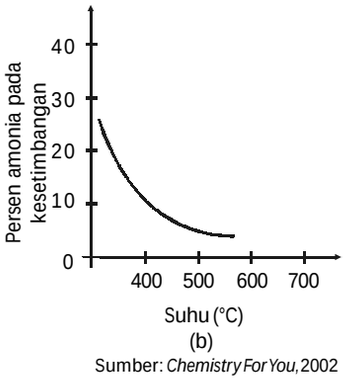
- Proses Kontak
- Prinsip Le Chatelier



Sumber: *Chemistry The Central Science*, 2000

Gambar 5.11
Diagram sintentis amonia (proses Haber)



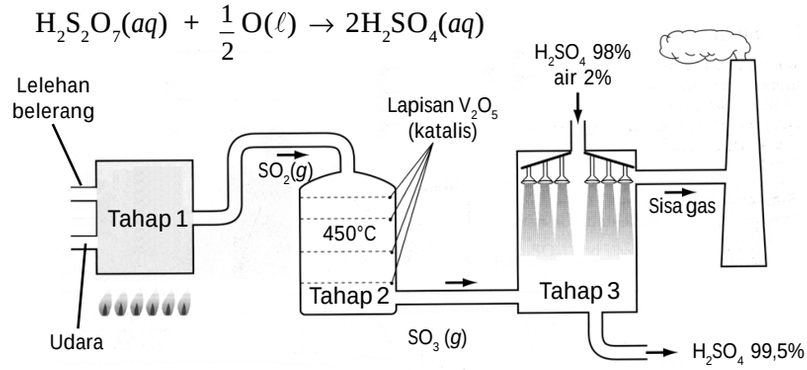


Sumber: *Chemistry For You*, 2002

Gambar 5.12
Kurva optimasi pada sintesis amonia
(a) Tekanan
(b) Suhu

$$SO_3^-(g) + H_2SO_4(aq) \rightarrow H_2S_2O_7(aq)$$

$$H_2S_2O_7(aq) + \frac{1}{2}O(\ell) \rightarrow 2H_2SO_4(aq)$$



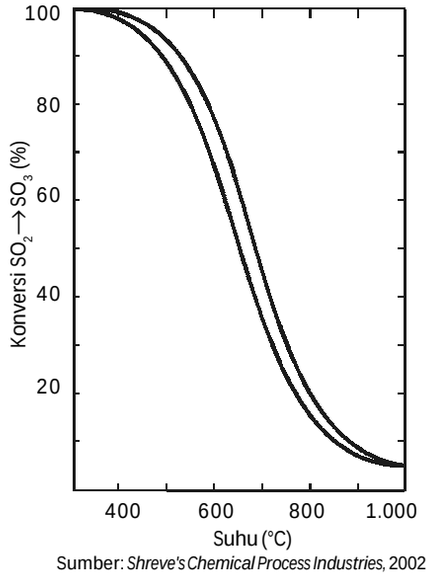
Sumber: *Chemistry For You*, 2002

Gambar 5.13
Diagram proses kontak (sintesis asam sulfat)

Dari ketiga tahapan tersebut, tahap dua merupakan tahap yang menentukan efisiensi produk asam sulfat sebab membentuk reaksi kesetimbangan. Jika optimasi sistem reaksi tepat maka akan diperoleh gas SO_3 yang maksimal. Bagaimana cara mengoptimasi pembentukan SO_3 pada tahap kedua tersebut?

a. Optimasi Suhu

Oleh karena pembentukan SO_3 bersifat eksoterm, efektivitas pembentukan SO_3 dioperasikan pada suhu rendah. Kendalanya, sama seperti pada kasus pembuatan amonia. Jika suhu terlalu rendah maka reaksi berlangsung sangat lambat. Akan tetapi, jika suhu terlalu tinggi, reaksi bergeser ke arah penguraian SO_3. Selain itu, katalis menjadi tidak berfungsi. Berdasarkan hasil penyelidikan, suhu optimum pembentukan SO_3 sekitar 450°C – 500°C (perhatikan Gambar 5.14).



Sumber: *Shreve's Chemical Process Industries*, 2002

Gambar 5.14
Kurva optimasi suhu pada sintesis asam sulfat

b. Optimasi Tekanan

Berdasarkan data koefisien reaksi, Anda dapat menduga bahwa tekanan yang dioperasikan harus tinggi, agar posisi kesetimbangan bergeser ke arah produk. Umumnya, tekanan yang dioperasikan berkisar antara 2–3 atm. Tekanan tinggi tidak dapat dioperasikan dalam proses ini sebab peralatannya tidak mendukung (SO_3 bersifat korosif terhadap logam).

3. Industri Asam Nitrat

Asam nitrat banyak digunakan dalam pembuatan pupuk, nitrasi senyawa organik untuk bahan eksplosif, plastik, celupan, dan pernis, juga sebagai bahan oksidator dan pelarut. Di industri, pembuatan asam nitrat menggunakan proses Ostwald, yaitu pembuatan asam nitrat dari bahan mentah amonia dan udara. Proses pembuatan asam nitrat melalui tiga tahapan, yaitu:

a. Tahap pembentukan nitrogen oksida.
Campuran amonia dan udara berlebih dialirkan melewati katalis Pt–Rh pada suhu 850°C dan tekanan 5 atm. Persamaan reaksinya:
$4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(\ell)$ $\Delta H = 907$ kJ (pada 25°C)

b. Tahap pembentukan nitrogen dioksida
Nitrogen monoksida dioksidasi kembali dengan udara membentuk gas nitrogen dioksida. Persamaan reaksinya:
$2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ $\Delta H = -114{,}14$ kJ (pada 25°C)

. Tahap pembentukan asam nitrat

Nitrogen dioksida bersama-sama dengan udara berlebih dilarutkan dalam air panas 80°C membentuk asam nitrat. Persamaannya:

$4NO_2(g) + O_2(g) + 2H_2O(\ell) \rightarrow 4HNO_3(aq)$

Pada proses Ostwald, ada dua tahap reaksi yang membentuk kesetimbangan, yaitu tahap satu dan tahap dua. Kedua tahap itu bersifat eksotermis dan memiliki koefisien reaksi yang berbeda, yaitu koefisien hasil reaksi lebih kecil dari koefisien pereaksi.

Pada tahap dua, reaksi tidak efisien pada suhu tinggi, sehingga gas NO panas yang terbentuk pada tahap pertama didinginkan dengan memasok udara dingin, sekaligus berfungsi untuk mengoksidasi gas NO menjadi NO_2.

Kegiatan Inkuiri



Carilah informasi tentang bagaimana mengoptimasi suhu dan tekanan dalam industri asam nitrat. Kerjakan secara berkelompok dan presentasikan di kelas.

Tes Kompetensi Subbab D

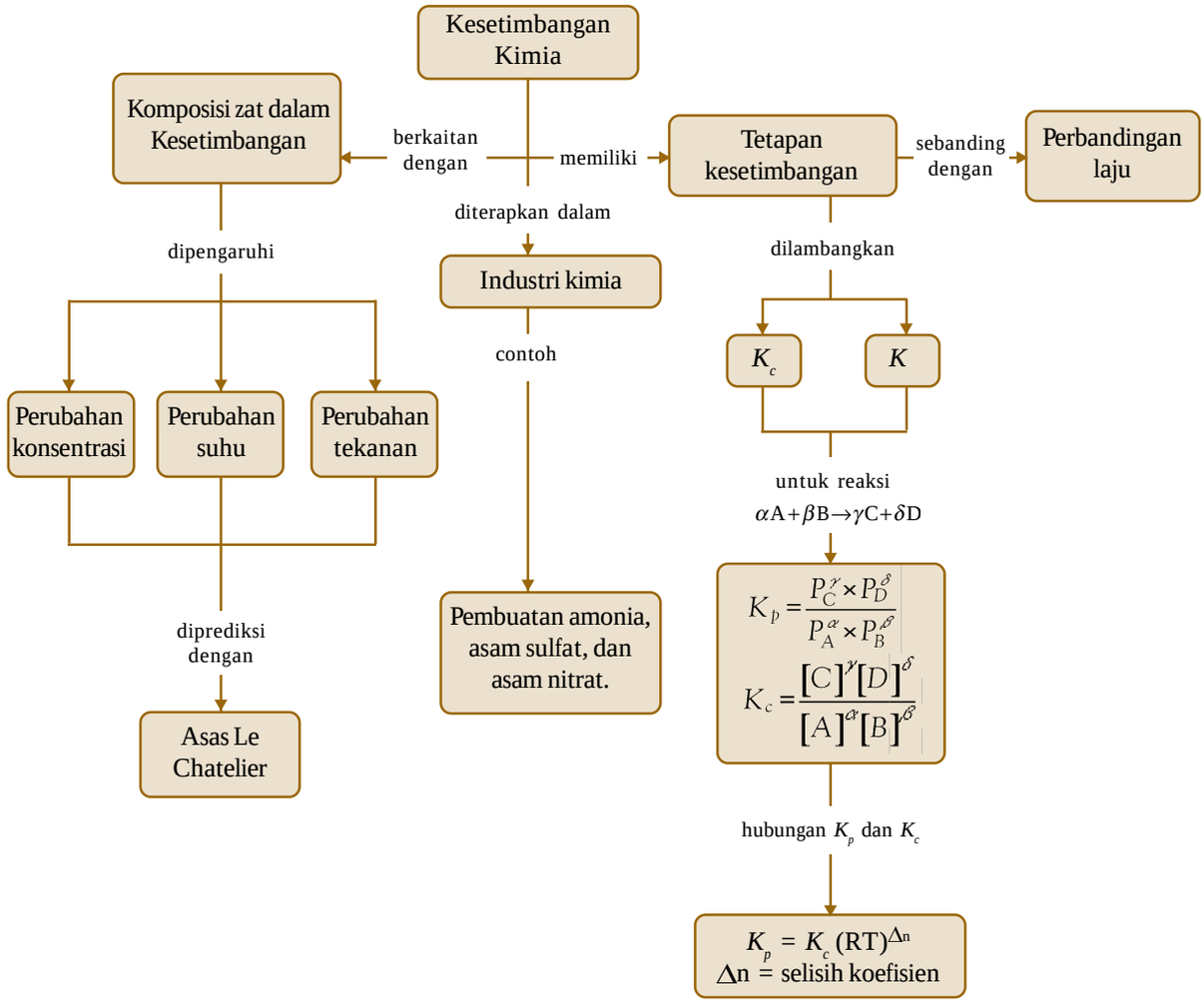
Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Jika Anda sebagai konsultan pada perusahaan minuman bersoda. Apakah yang akan Anda lakukan agar kelarutan CO_2 dalam minuman tinggi? Diketahui reaksi pelarutan CO_2 bersifat endoterm.
2. Untuk menanggulangi udara yang tercemar oleh gas buang CO, gas CO direaksikan dengan uap air agar berubah menjadi CO_2 dan H_2. Reaksi yang terjadi membentuk kesetimbangan dan bersifat endoterm. Apakah cara untuk mempercepat proses tersebut?

Rangkuman

1. Dalam reaksi kimia ada yang satu arah, reaksi dua arah, dan reaksi yang membentuk kesetimbangan dinamis.
2. Reaksi yang membentuk kesetimbangan dinamis adalah reaksi dua arah dalam waktu bersamaan dengan laju yang sama.
3. Kesetimbangan dinamis adalah keadaan suatu pereaksi dan hasil reaksi yang secara makroskopik tidak berubah, tetapi keadaan mikroskopiknya berubah setiap saat dalam dua arah dengan laju sama.
4. Tetapan kesetimbangan adalah suatu besaran yang harganya tetap, diperoleh dari perbandingan konsentrasi produk terhadap konsentrasi pereaksi dan masing-masing dipangkatkan dengan koefisien reaksinya.
5. Harga tetapan kesetimbangan diperoleh dari hukum aksi massa yang harganya tetap selama suhu reaksi tidak berubah.
6. Kesetimbangan kimia sistem heterogen untuk zat padat murni atau cairan murni tidak berubah, sehingga tidak memengaruhi nilai tetapan kesetimbangan. Oleh karena itu, tidak terlibat dalam persamaan tetapan kesetimbangan.
7. Faktor-faktor yang dapat memengaruhi keadaan kesetimbangan adalah perubahan konsentrasi, suhu, dan tekanan atau volume.
8. Menurut Le Chatelier, jika sistem reaksi kesetimbangan diganggu, sistem akan berusaha mengurangi gangguan itu dengan cara melakukan pergeseran posisi kesetimbangan, baik ke arah pereaksi maupun ke arah produk sampai dengan tercapai keadaan kesetimbangan yang baru.
9. Tetapan kesetimbangan dalam bentuk molaritas (K_c) dihitung berdasarkan konsentrasi molar zat-zat hasil reaksi dibagi konsentrasi molar zat-zat pereaksi sisa yang masih terdapat dalam sistem kesetimbangan, masing-masing dipangkatkan oleh koefisien reaksinya.
10. Tetapan kesetimbangan dalam bentuk tekanan (K_p) dihitung berdasarkan tekanan parsial gas-gas hasil reaksi dibagi tekanan parsial gas-gas pereaksi sisa yang masih ada dalam sistem kesetimbangan masing-masing dipangkatkan dengan koefisien reaksinya.
11. Hubungan K_p dan K_c dinyatakan melalui persamaan: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$, R adalah tetapan gas, T = suhu sistem reaksi, dan Δn adalah selisih koefisien reaksinya.
12. Dalam industri kimia, banyak reaksi kimia yang membentuk keadaan setimbang sehingga perlu dilakukan upaya untuk menggeser posisi kesetimbangan ke arah produk. Hal ini dapat dilakukan dengan mengoptimasi suhu, tekanan, dan penambahan katalis.

Peta Konsep



Refleksi

Pada bab ini Anda telah mempelajari bahwa di alam ini tidak semua reaksi kimia merupakan reaksi satu arah, terdapat juga reaksi kesetimbangan. Dengan mempelajari reaksi kesetimbangan Anda telah mengetahui faktor-faktor yang memengaruhinya sehingga dapat memanipulasi keadaan reaksi agar memperoleh hasil yang menguntungkan. Menurut Anda, apa manfaat lainnya dari mempelajari kesetimbangan kimia ini?

Evaluasi Kompetensi Bab 5

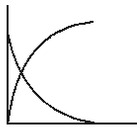
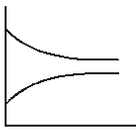
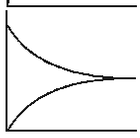
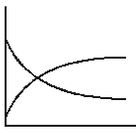
A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Suatu reaksi dapat balik (dua arah) jika
 A. jumlah molekul pereaksi sama dengan jumlah molekul produk
 B. reaksi berkesudahan
 C. volume gas pereaksi sama dengan volume gas produk reaksi
 D. konsentrasi pereaksi sama dengan konsentrasi produk
 E. Reaksi ke arah produk dapat bereaksi kembali membentuk pereaksi

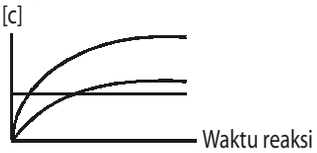
2. Ebtanas 2000:
 Reaksi membentuk kesetimbangan dinamis jika
 A. reaksi sudah berhenti
 B. reaksi ke arah produk lebih cepat
 C. terjadi perubahan makroskopis
 D. komponen yang masih ada hanya hasil reaksi
 E. laju reaksi ke arah hasil dan ke arah pereaksi sama dan tidak bergantung waktu

3. Suatu reaksi dinyatakan berada dalam keadaan kesetimbangan jika memenuhi sifat berikut, *kecuali*
 A. sifat-sifat makroskopik tidak berubah
 B. perubahan mikroskopik tidak bergantung waktu
 C. konsentrasi pereaksi dan konsentrasi produk tetap selama suhu tidak berubah
 D. perubahan suhu sistem akan mengubah nilai tetapan kesetimbangannya
 E. molekul-molekul dalam sistem kesetimbang-an tidak berubah selama suhu tetap

4. Di antara persamaan kesetimbangan kimia berikut yang memiliki tetapan kesetimbangan sebesar $K = \frac{1}{[H]}$ adalah
 A. $H_2(g) + S(s) \rightleftharpoons H_2S(s)$
 B. $H_2(g) + S(s) \rightleftharpoons H_2S(g)$
 C. $H_2(g) + S(s) \rightleftharpoons H_2S(g)$
 D. $H_2(g) + S(g) \rightleftharpoons H_2S(g)$
 E. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons HCl(g)$

5. Grafik berikut menyatakan reaksi dalam keadaan kesetimbangan dinamis, *kecuali*
 A. 
 B. 
 B. 
 D. 
 C. 

6. Berikut ini yang menyatakan perbandingan reaksi (Q) yang salah adalah
 A. nilai Q dan K selalu sama
 B. nilai Q dapat lebih besar dari *K*
 C. nilai Q dapat lebih kecil dari *K*
 D. nilai Q kadang-kadang berharga nol
 E. nilai Q berubah terhadap waktu sampai reaksi setimbang

7. Grafik berikut menyatakan reaksi dalam keadaan kesetimbangan dinamis.
 

 Grafik tersebut menggambarkan reaksi
 A. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
 B. $2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g)$
 C. $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$
 D. $CuSO_4.5H_2O(s) \rightleftharpoons CuSO_4(s) + 5H_2O(g)$
 E. $(NH_4)_2SO_3(s) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + H_2SO_3(g)$

8. Di antara reaksi berikut yang merupakan kesetimbangan heterogen adalah
 A. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
 B. $2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g)$
 C. $CCl_4(\ell) \rightleftharpoons CCl_4(g)$
 D. $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$
 E. $2NO(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

9. Reaksi penguraian termal $CaCO_3$ adalah:
 $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$
 Tetapan kesetimbangan untuk reaksi tersebut
 A. $K_c = \frac{(P_{CaO})(P_{CO_2})}{(P_{CaCO_3})}$
 B. $K_c = \frac{[CaO][CO_2]}{[CaCO_3]}$
 C. $K_c = \frac{(P_{CaCO_3})}{(P_{CaO})(P_{CO_2})}$
 D. $K_c = [CO_2]$
 E. $K_c = \frac{[CaCO_3]}{[CaO][CO_2]}$

10. Dalam reaksi kesetimbangan:
 $A_2(g) + 2B_2(g) \rightleftharpoons 2AB_2(g)$ + kalor
 Kesetimbangan akan bergeser ke arah kiri jika
 A. mengurangi hasil reaksi
 B. menaikkan tekanan dan suhu
 C. meningkatkan tekanan dan menurunkan suhu
 D. mengurangi gas B_2
 E. menambah gas A_2 secara berlebih

11. Jika kesetimbangan bergeser ke arah kanan, volumenya menjadi dua kali. Terjadi pada reaksi
 A. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$
 B. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
 C. $2CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2CO_2(g)$
 D. $H_2(g) + CO_2(s) \rightleftharpoons 2H_2O(g) + CO(g)$
 E. $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$

12. Di antara reaksi-reaksi berikut, reaksi yang akan bergeser ke kanan jika tekanan diperbesar adalah
 A. $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$
 B. $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g)$
 C. $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$
 D. $2NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3H_2(g)$
 E. $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

13. Ebtanas 1997:

 Pada sistem kesetimbangan berikut:
 $2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g) \quad \Delta H = 380 \text{ kJ mol}^{-1}$
 Jika suhu diturunkan, konsentrasi
 A. SO_3 tetap
 B. SO_3 bertambah
 C. SO_2 dan O_2 tetap
 D. SO_2 tetap
 E. O_2 bertambah

14. UMPTN 1996/C:

 Reaksi kesetimbangan berikut yang *tidak* mengalami pergeseran jika volumenya diperbesar adalah
 A. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
 B. $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$
 C. $CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$
 D. $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$
 E. $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$

15. Ebtanas 1998:

 Diketahui persamaan kesetimbangan:
 $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g) \qquad \Delta H = -x \text{ kkal}$
 Jika volume diperbesar, kesetimbangan
 A. bergeser ke kiri
 B. bergeser ke kanan
 C. tetap tidak berubah
 D. bergeser ke arah reaksi eksoterm
 E. bergeser ke arah reaksi endoterm

16. Campuran gas terdiri atas SO_2, SO_3, dan O_2 berada dalam keadaan kesetimbangan. Jika campuran dimampatkan pada suhu tetap maka ….
 A. jumlah mol SO_3 bertambah
 B. jumlah mol SO_2 bertambah
 C. jumlah mol O_2 bertambah
 D. jumlah mol SO_2 dan O_2 bertambah
 E. tidak terjadi perubahan jumlah mol total

17. Pada reaksi kesetimbangan berikut:
 $3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g) \qquad \Delta H = +69 \text{ kkal}$
 agar tercapai produk ozon sebanyak-banyaknya, reaksi harus dilakukan pada
 A. tekanan rendah dan suhu tinggi
 B. tekanan tinggi dan suhu tinggi
 C. tekanan dan suhu rendah
 D. tekanan tinggi dan suhu rendah
 E. penambahan ozon

18. Di antara reaksi kesetimbangan berikut yang *tidak* dipengaruhi oleh kenaikan tekanan sistem adalah
 A. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
 B. $2CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2CO_2(g)$
 C. $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g)$
 D. $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$
 E. $2NO(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

19. Penguraian fosgen: $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$ adalah proses endoterm. Faktor berikut yang meningkatkan nilai tetapan kesetimbangan adalah
 A. penambahan Cl_2
 B. penambahan He
 C. penurunan suhu
 D. penurunan tekanan total sistem
 E. tidak ada jawabannya

20. Ebtanas 1999:

 Dalam bejana 1 liter terjadi reaksi setimbang:
 $A + B \rightleftharpoons C + D$
 Jika mula-mula terdapat 1 mol A dan 1 mol B dan setelah tercapai kesetimbangan terdapat 0,2 mol B maka tetapan kesetimbangannya adalah
 A. $\frac{1}{8}$
 B. $\frac{1}{4}$
 C. 4
 D. 8
 E. 16

21. UMPTN 1998/A:

 Jika tetapan kesetimbangan: $2X + 2Y \rightleftharpoons 4Z$ adalah 0,04 maka tetapan kesetimbangan untuk reaksi $2Z \rightleftharpoons X + Y$ adalah
 A. 0,2
 B. 0,5
 C. 4,0
 D. 5,0
 E. 625

22. UMPTN 1996/B:

 HBr 0,1 mol dimasukkan ke dalam labu satu liter dan terurai menurut reaksi:
 $2HBr(g) \rightleftharpoons H_2(g) + Br_2(g)$
 Jika Br_2 yang terbentuk 0,015 mol maka tetapan kesetimbangannya sama dengan ….
 A. $1{,}6 \times 10^{-2}$
 B. $4{,}6 \times 10^{-3}$
 C. $3{,}1 \times 10^{-2}$
 D. $1{,}6 \times 10^{-3}$
 E. $1{,}6 \times 10^{-4}$

23. Dalam reaktor dicampurkan 4 mol NO dan 0,9 mol CO_2. Reaksi yang terjadi :
 $NO(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons NO_2(g) + CO(g)$
 Jika pada saat kesetimbangan terdapat 0,1 mol CO_2 maka harga K_c adalah
 A. 0,2
 B. 0,5
 C. 1,6
 D. 2,0
 E. 5,0

24. Ke dalam reaktor 1 liter dimasukkan 2 mol A dan 2 mol B. Kedua zat bereaksi menurut persamaan:
$2A(g) + B(g) \rightleftharpoons A_2B(g)$.
Jika dalam kesetimbangan terdapat 0,5 mol A maka nilai K_c adalah
A. 4,0 D. 1,2
B. 2,4 E. 0,5
C. 2,0

25. UMPTN 1997/A:
Dalam ruang 1 L terdapat kesetimbangan antara gas N_2, H_2, dan NH_3 dengan persamaan reaksi:
$2NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3H_2(g)$
Pada kesetimbangan tersebut terdapat: 0,01 mol N_2; 0,01 mol H_2; dan 0,05 mol NH_3. Harga K_c adalah
A. 2×10^{-8} D. 4×10^{-6}
B. 5×10^{-5} E. 2×10^{-10}
C. 5×10^{-10}

26. Pada suhu tertentu, campuran NO_2 dan CO mula-mula dalam perbandingan 1:2. Pada saat 25% CO bereaksi, tercapai kesetimbangan:
$NO_2(g) + CO(g) \rightleftharpoons NO(g) + CO_2(g)$
Nilai K_c untuk reaksi ini adalah
A. $\frac{1}{4}$ D. 1
B. $\frac{1}{2}$ E. 3
C. $\frac{1}{3}$

27. UMPTN 2000/A:
Jika pada kesetimbangan: $W + X \rightleftharpoons Y + Z$ harga $K_c = 1$ dan konsentrasi W = 2 kali Y maka konsentrasi X sama dengan
A. 4 kali konsentrasi Z
B. $\frac{1}{2}$ kali konsentrasi Z
C. 2 kali konsentrasi Z
D. $\frac{1}{4}$ kali konsentrasi Z
E. konsentrasi Z

28. Jika ke dalam volume 1 liter dimasukkan gas X dan gas Y dengan jumlah mol sama dan kedua gas itu bereaksi membentuk kesetimbangan:
$2X(g) + Y(g) \rightleftharpoons 3P(g) + Q(g)$
Setelah kesetimbangan tercapai berlaku
A. [Y] = [Q]
B. [X] < [Y]
C. [X] = [Y]
D. [X] > [Y]
E. [X] + [Y] > [P] + [Q]

29. Pada suhu tetap, perbandingan konsentrasi gas $\frac{[SO_2]}{[SO_3]}$ dalam keadaan kesetimbangan:
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$
berbanding lurus dengan
A. $[O_2]^{\frac{1}{2}}$ D. $[O_2]^2$
B. $[O_2]^{-\frac{1}{2}}$ E. $[O_2]^{-2}$
C. $[O_2]^0$

30. Perhatikan reaksi kesetimbangan berikut.
$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$
Jika N_2O_4 dibiarkan mencapai kesetimbangan pada suhu tertentu dan pada keadaan setimbang jumlah mol N_2O_4 sama dengan jumlah mol NO_2, derajat disosiasi N_2O_4 adalah
A. $\frac{1}{4}$ D. $\frac{2}{3}$
B. $\frac{1}{3}$ E. $\frac{3}{4}$
C. $\frac{1}{2}$

31. CO_2 dan H_2 masing-masing 1 mol dicampurkan ke dalam reaktor, mencapai kesetimbangan pada suhu 25°C dan tekanan total 0,1 atm menurut reaksi:
$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$
Jika dalam kesetimbangan terdapat 0,16% CO. Nilai K_c untuk reaksi tersebut adalah
A. $1,0 \times 10^{-3}$ D. 100
B. 1,0 E. $1,0 \times 10^{-5}$
C. $3,6 \times 10^{-2}$

32. Tetapan kesetimbangan untuk reaksi:
$2A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$ adalah, $K_c = 4$.
Jika volume diubah menjadi setengah kali volume semula maka nilai K_c menjadi
A. $\frac{1}{4}$ D. 8
B. 2 E. 10
C. 4

33. Tetapan kesetimbangan untuk reaksi $X + 2Y \rightleftharpoons XY_2$ adalah $K_c = 0,25$. Jumlah mol X yang harus ditambahkan pada 4 mol Y dalam volume 5 liter, agar dapat menghasilkan 1 mol XY_2 dalam kesetimbangan adalah
A. 26 M D. 5,2 M
B. 12,1 M E. 1,0 M
C. 11,0 M

34. UMPTN 1997/C:
Harga K untuk reaksi kesetimbangan:
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ adalah 25. Pada keadaan yang sama, harga K untuk kesetimbangan:
$SO_3(g) \rightleftharpoons \frac{1}{2}O_2(g) + SO_2(g)$ adalah
A. $\frac{1}{3}$ D. $\frac{1}{9}$
B. $\frac{1}{5}$ E. $\frac{1}{5}$
C. $\frac{1}{7}$

35. Pada suhu tertentu, tetapan kesetimbangan untuk reaksi: $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$ adalah $2{,}4 \times 10^{-3}$. Tetapan kesetimbangan untuk reaksi kebalikannya adalah
A. $2{,}4 \times 10^{-3}$
B. $-2{,}4 \times 10^{-3}$
C. $4{,}8 \times 10^{-2}$
D. $4{,}2 \times 10^{2}$
E. $2{,}3 \times 10^{-5}$

36. Proses Haber merupakan proses penting dalam industri amonia. Jika terbentuk dua buah reaksi kesetimbangan dengan tetapan K dan K .
$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}H_2(g) \rightleftharpoons NH_3(g) \quad K$
$2\,NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3H_2(g) \quad K$
Hubungan K dan K ditunjukkan oleh persamaan
A. $K = K$
B. $K = K^2$
C. $K = \frac{1}{K}$
D. $K = \frac{1}{K^2}$
E. $K^2 = \frac{1}{K}$

37. Gas N_2 dan H_2 dicampurkan dengan rasio mol 1:3. Jika campuran membentuk kesetimbangan dan NH_3 yang terbentuk 50% dengan tekanan total P maka tekanan parsial NH_3 adalah
A. $\frac{P}{8}$
B. $\frac{P}{6}$
C. $\frac{P}{4}$
D. $\frac{P}{3}$
E. $\frac{P}{2}$

38. Pemanasan PCl_5 menyebabkan disosiasi:
$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$
Pada 250°C dan 10 atm tercapai kesetimbangan dan terdapat 0,33 mol PCl_5, 0,67 mol PCl_3 dan 0,67 mol Cl_2. Harga K_p sama dengan
A. 16,24
B. 12,3
C. 8,12
D. 1,23
E. 58,34

39. Gas X dipanaskan pada tekanan yang tetap hingga terdisosiasi membentuk reaksi:
$X(g) \rightleftharpoons Y(g) + Z(g)$
Tekanan parsial X pada kesetimbangan adalah $\frac{1}{7}$ P. Nilai K_p pada suhu itu adalah
A. $\frac{6}{7}$P
B. $\frac{7}{9}$P
C. $\frac{36}{7}$P
D. 6 P
E. 9 P

40. Dalam wadah satu liter dimasukkan 4 mol zat A dan 5 mol zat B membentuk reaksi setimbang:
$A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons C(g)$
Jika pada keadaan setimbang terdapat 2 mol zat C dan tekanan total 10 atm maka
A. $K_p = K_c$
B. $K_p = 4K_c$
C. $K_p = \frac{1}{4}K_c$
D. $K_p = 2K_c$
E. $K_p = \frac{1}{2}K_c$

41. Pada 298K, terbentuk kesetimbangan antara:
$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$.
Jika tekanan total dalam kesetimbangan adalah P dan derajat disosiasi N_2O_4 adalah α maka tekanan parsial NO_2 dalam campuran
A. $\frac{2\alpha}{P}$
B. $\frac{2}{3}\alpha P$
C. $\frac{2}{3}P$
D. $\frac{2\alpha}{(1+\alpha)}P$
E. $\frac{2\alpha}{(1-\alpha)}P$

42. Reaksi berikut yang memiliki harga K_p dan K_c sama adalah
A. $2NOCl(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Cl_2(g)$
B. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
C. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$
D. $H_2(g) + I_2(s) \rightleftharpoons 2HI(g)$
E. $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$

43. Satu mol zat A dan satu mol zat B direaksikan sampai dengan kesetimbangan dicapai, menurut reaksi:
$A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$
Jika diketahui pada keadaan setimbang zat A = 0,33 mol maka tetapan kesetimbangannya adalah
A. 0,24
B. 0,33
C. 0,76
D. 2,00
E. 4,00

44. Di industri pembuatan gas NH_3 terjadi reaksi:
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \quad \Delta H = -92$ kJ
Agar hasil yang diperoleh optimum maka
A. tekanan tetap rendah, suhu tinggi
B. tekanan harus rendah, suhu tetap rendah
C. tekanan dinaikkan terus, suhu diturunkan
D. tekanan rendah, suhu tinggi
E. tekanan tetap tinggi, suhu tetap tinggi

45. Pada pembuatan asam nitrat, salah satu tahap reaksinya adalah sebagai berikut.
$4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(g)$
Platina digunakan sebagai katalis. Jika jumlah katalis dinaikkan ketika sistem mencapai kesetimbangan, akan terjadi

A. NO berlebih dan H_2O akan terbentuk
B. NH_3 berlebih dan O_2 akan terbentuk
C. jumlah setiap pereaksi dan produk akan meningkat
D. tidak ada perubahan
E. laju reaksi akan meningkat

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Jelaskan pertanyaan berikut.
 a. Apakah yang dimaksud dengan reaksi satu arah, reaksi dapat balik (dua arah), dan reaksi kesetimbangan?
 b. Mengapa reaksi kesetimbangan dikatakan dinamis?
 c. Mengapa dalam kesetimbangan sistem heterogen, zat murni tidak terlibat dalam tetapan kesetimbangan?
2. Buatlah sketsa grafik yang menggambarkan:
 a. perubahan konsentrasi N_2, O_2, dan NO terhadap waktu;
 b. penambahan O_2 ke dalam sistem reaksi (a) dan mencapai kesetimbang yang baru.
3. Tuliskan persamaan tetapan kesetimbangan untuk reaksi berikut:
 a. $H_2(g) + F_2(g) \rightleftharpoons 2HF(g)$
 b. $Ag_2CO_3(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$
 c. $Al(s) + 3H^+(aq) \rightleftharpoons Al_3^+(aq) + \frac{3}{2} H_2(g)$
 d. $CS_2(\ell) \rightleftharpoons CS_2(g)$
4. Tentukan arah pergeseran kesetimbangan dari:
$2CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2CO_2(g)$ + x kkal, apabila pada reaksi kesetimbangan tersebut dilakukan tindakan (aksi) sebagai berikut:
 a. penambahan CO pada volume tetap;
 b. peningkatan suhu;
 c. pengecilan volume sistem;
 d. pengikatan CO_2;
 e. penambahan O_2 disertai peningkatan suhu;
 f. penambahan CO disertai penurunan tekanan.
5. Tunjukkan bahwa data dalam tabel mendukung hukum aksi massa untuk reaksi kesetimbangan:
$PCl_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons PCl_5(g)$

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
1	0,0023	0,23	0,055
2	0,0100	0,15	0,370
3	0,0850	0,99	0,470
4	1,0000	3,66	1,500

Berapa nilai K_c dari reaksi tersebut?

6. Tetapan kesetimbangan pada 1000K untuk reaksi
$CaCO_3(g) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ $K_1 = 0{,}039$
$C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$ $K_2 = 1{,}9$
Tentukan tetapan kesetimbangan untuk reaksi berikut:
$CaCO_3(s) + C(s) \rightleftharpoons CaO(s) + 2CO(g)$
7. Sejumlah tertentu NOBr dimasukkan ke dalam labu tertutup dan suhunya dinaikkan sampai dengan 350K. Pada suhu ini, tercapai kesetimbangan:
$NOBr(g) \rightleftharpoons NO(g) + \frac{1}{2} Br_2(g)$
Tekanan total terukur sebesar 0,75 atm dan kerapatan gas 2 g L^{-1}.
 a. Hitung tekanan parsial gas.
 b. Hitung tetapan kesetimbangan.
8. Logam seng diproduksi melalui reaksi oksidanya dengan karbon monoksida pada suhu tinggi. Persamaan kimianya:
$ZnO(s) + CO(g) \rightleftharpoons Zn(s) + CO_2(g)$ $K_p = 600$
Pada keadaan setimbang, tekanan total dalam tabung reaksi adalah 1,8 atm. Hitung tekanan parsial $CO_2(g)$ dan $CO(g)$.
9. Pada suhu 250°C, tekanan total campuran gas N_2O_4 dan NO_2 dalam keadaan setimbang adalah 85,5 kPa. Tekanan parsial N_2O_4 adalah 57,0 kPa. Untuk reaksi kesetimbangan berikut:
$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$
Hitung harga K_p dan K_c?
10. Industri hidrogen memanfaatkan reaksi berikut:
$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$
Harga K_c untuk reaksi tersebut adalah 4,05 pada 500°C. Berapa harga K_p pada suhu yang sama?

Proyek Semester 1

Enzim Katalase sebagai Biokatalisator

Enzim katalase akan mempercepat reaksi penguraian hidrogen peroksida (H_2O_2) menjadi air dan oksigen (O_2). Penguraian H_2O_2 ditandai dengan timbulnya gelembung. Aktivitas enzim katalase akan berkurang jika enzim dipanaskan. Enzim katalase dapat diperoleh dari ekstrak hati ayam atau hati sapi.

Tujuan

Mengetahui pengaruh penambahan enzim katalase dari ekstrak hati ayam dan hati sapi pada penguraian H_2O_2.

Alat

1. Tabung reaksi
2. Penangas air
3. Termometer
4. *topwatch*

Bahan

1. Dua potong hati ayam
2. Dua potong hati sapi
3. Hidrogen peroksida (H_2O_2)

Langkah Kerja

1. Haluskan sepotong hati ayam yang masih segar.
2. Rebus sepotong hati ayam dalam air mendidih selama 5 menit, kemudian haluskan.
3. Masukkan 10 mL H_2O_2 ke dalam setiap tabung reaksi yang telah diberi nomor1dan 2.
4. Ukur suhu larutan dengan menggunakan termometer.
5. Masukkan ekstrak hati ayam yang masih segar ke dalam tabung reaksi nomor 1.
6. Masukkan ekstrak hati ayam yang telah direbus ke dalam tabung reaksi nomor 2.
7. Amati perubahan yang terjadi. Ukur suhu larutan setiap 30 detik selama 5 menit
8. Ulangi langkah kerja dengan mengganti hati ayam dengan hati sapi.

Buatlah laporan dari proyek semester ini. Laporkan secara rinci dan sistematis, kemudian presentasikan di kelas.

Evaluasi Kompetensi Kimia
Semester 1

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Pada konfigurasi elektron $_{24}Cr$, terdapat elektron tidak berpasangan sebanyak
 A. 6 D. 3
 B. 5 E. 2
 C. 4

2. Ion berikut yang mempunyai konfigurasi elektron [Ar] $3d^7\ 4s^2$ adalah
 A. $_{24}Cr^{2+}$ D. $_{28}Ni^{2+}$
 B. $_{25}Mn^{2+}$ E. $_{29}Cu^{2+}$
 C. $_{27}Co^{2+}$

3. Jika bilangan kuantum utama atom adalah tiga maka atom tersebut akan memiliki
 A. hanya elektron s dan p
 B. hanya elektron s
 C. hanya elektron s, p, dan d
 D. elektron s, p, d, dan f
 E. hanya elektron p

4. Konfigurasi elektron dari ion $_{26}Fe^{3+}$ adalah
 A. [Ar] $3d^3\ 4s^2$
 B. [Ar] $3d^5$
 C. [Ar] $3d^6$
 D. [Ar] $3d^6\ 4s^2$
 E. [Ar] $3d^4\ 4s^1$

5. Suatu unsur X memiliki konfigurasi elektron $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$. Rumus senyawa yang mungkin akan terbentuk antara unsur X dengan kalsium ($_{20}Ca$) adalah
 A. CaX D. Ca_2X_3
 B. Ca_2X E. Ca_3X_2
 C. CaX_2

6. Ion-ion berikut berada dalam satu periode dalam tabel periodik. Di antara ion tersebut yang memiliki jari-jari terbesar adalah
 A. $_3Li^+$ D. $_8O^{2-}$
 B. $_4Be^{2+}$ E. $_9F^-$
 C. $_7N^{3-}$

7. Menurut teori tolakan elektron (SEPR), bentuk molekul CO_2, PCl_5, dan SF_6 adalah
 A. segitiga datar, tetrahedral, oktahedral
 B. linear, segitiga bipiramid, oktahedral
 C. linear, tetrahedral, segitiga bipiramid
 D. segitiga datar, segitiga bipiramid, oktahedral
 E. tetrahedral, oktahedral, segitiga bipiramid

8. Struktur molekul amonia berbentuk
 A. planar
 B. linear
 C. piramid
 D. segiempat
 E. tetrahedral

9. Di antara senyawa berikut yang memiliki bentuk linear adalah
 A. $BeCl_2$ D. SO_2
 B. NO_2 E. OF_2
 C. SCl_2

10. Bentuk geometri metil CH_3^+ adalah
 A. linear
 B. segitiga datar
 C. tetrahedral
 D. segiempat
 E. piramid

11. Unsur M memiliki struktur elektron terluar $s^2\ p^1$. Jika unsur itu membentuk molekul MX_3 maka hibridisasi yang terjadi pada unsur M adalah
 A. s^2p D. sp^3
 B. sp E. dsp^3
 C. sp^2

12. Di antara senyawa berikut yang memiliki momen dipol adalah
 A. CS_2 D. $SnCl_2$
 B. H_2S E. CCl_4
 C. SO_3

13. Di antara molekul berikut yang memiliki momen dipol paling besar adalah
 A. HCl D. HBr
 B. H_2 E. HF
 C. HI

14. Di antara molekul berikut yang nonpolar adalah
 A. HCl D. NH_3
 B. $CHCl_3$ E. SO_2
 C. CO_2

15. Contoh senyawa kovalen polar adalah ….
 A. KCl D. HCl
 B. NaCl E. CH_4
 C. CCl_4

16. Gaya antaraksi antarmolekul lemah disebabkan oleh dipol terinduksi dinamakan ….
 A. gaya ionik
 B. gaya ligan
 C. ikatan hidrogen
 D. gaya kordinasi
 E. gaya van der Waals

17. Di antara spesi berikut yang memiliki ikatan hidrogen intramolekul adalah
A. C_6H_6 D. OH^-
B. H_2O E. NH_4^+
C. HF_2^-

18. Senyawa H_2O memiliki titik didih pada 100°C, sedangkan H_2Se memiliki titik didih –42°C pada tekanan 1 atm. Gejala ini dapat dijelaskan oleh
A. gaya van der Waals
B. ikatan kovalen
C. ikatan ionik
D. berat molekul
E. ikatan hidrogen

19. Ikatan hidrogen paling kuat terdapat dalam senyawa ….
A. NH_3 D. HCl
B. H_2O E. HF
C. H_2S

20. Di antara proses berikut yang merupakan proses endoterm adalah
A. pembentukan ion Cl^- dari Cl_2
B. pembentukan air dari es
C. pembentukan ion Na^+ dari Na(*s*)
D. reaksi $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(\ell)$
E. reaksi $CH_4(g) + \bullet Cl(g) \rightarrow \bullet CH_3(g) + HCl$

21. Perubahan entalpi pembentukan air terdapat pada reaksi
A. $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$
B. $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(\ell)$
C. $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$
D. $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(\ell)$
E. $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(g)$

22. Diketahui:
$H_2O(\ell) \rightarrow H_2O(s)$ $\Delta H = -1{,}4$ kkal
$H_2O(\ell) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$ $\Delta H = +68{,}3$ kkal
$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\Delta H = -57{,}8$ kkal
Jika es yang berubah menjadi uap air dalam satuan kkal/mol, perubahan entalpinya adalah
A. 11,9 D. 9,1
B. –11,9 E. 124,7
C. –9,1

23. Diketahui: $NaOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(\ell)$ $\Delta H = -56$ kJ mol^{-1}.
Jika 100 mL larutan HCl 0,25 M direaksikan dengan 200 mL larutan NaOH 0,15 M, perubahan entalpi yang terjadi pada reaksi itu adalah ….
A. –0,56 kJ D. –2,80 kJ
B. –1,40 kJ E. –1,68 kJ
C. –3,08 kJ

24. Diketahui:
H pembentukan $CO_2(g) = -b$ kJ mol^{-1}
ΔH pembentukan $H_2O(\ell) = -c$ kJ mol^{-1}.
Jika ΔH pembakaran asetilen menurut reaksi:
$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(\ell)$ $\Delta H = -a$ kJ
Menurut hukum Hess, ΔH pembentukan asetilen adalah
A. –a + 2b + c D. + a + 2b + c
B. –a –2b + c E. + 2a –2b –c
C. + a –2b –c

25. ΔH reaksi $H_2C = CH_2(g) + H_2(g) \rightarrow H_3C–CH_3(g)$ adalah
A. $D_{C=C} + D_{H–H} - 2D_{C–H} - D_{C–C}$
B. $D_{C=C} + D_{H–H} - 2D_{C–H} - D_{C–C}$
C. $D_{C=C} + D_{H–H} + 4D_{C–H} - (D_{C–C} + 6D_{C–H})$
D. $D_{C=C} + D_{H–H} - 2D_{C–H} - D_{C–C}$
E. $D_{C=C} + D_{H–H} + 2D_{C–H} + D_{C–C}$

26. Untuk reaksi antara klor dan nitrogen monoksida:
$Cl_2(g) + 2NO(g) \rightarrow 2NOCl(g)$
diketahui bahwa peningkatan konsentrasi kedua pereaksi dua kali lipat, laju reaksi meningkat delapan kali lebih cepat. Jika hanya konsentrasi Cl_2 yang dinaikkan dua kali, laju reaksi meningkat dua kali. Orde reaksi terhadap NO adalah
A. 0 D. 3
B. 1 E. 4
C. 2

27. Laju reaksi A → Produk, adalah laju = k $[A]^n$. Jika satuan konsentrasi A adalah mol L^{-1}, dan satuan k adalah mol L^{-1} s^{-1}, orde reaksi adalah
A. 0 D. 3
B. 1 E. 4
C. 2

28. Data percobaan untuk reaksi: A + B → AB adalah sebagai berikut:

A (mol L^{-1})	B (mol L^{-1})	Laju Reaksi (MS^{-1})
0,1	0,05	20
0,3	0,05	180
0,1	0,20	320

Orde reaksi terhadap A dan B berturut-turut adalah
A. 2 dan 4 D. 1 dan 2
B. 2 dan 2 E. 1 dan 1
C. 2 dan 1

29. Pada reaksi: A + B → C diperoleh data:

No.	Konsentrasi Awal (M)		Laju Reaksi (M s^{-1})
	A	B	
1	2×10^{-3}	4×10^{-3}	6×10^{-7}
2	2×10^{-3}	8×10^{-3}	12×10^{-7}
3	4×10^{-3}	4×10^{-3}	24×10^{-7}

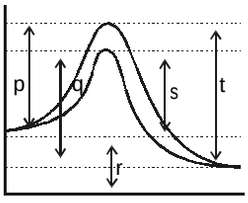
Orde reaksi total adalah
A. 1 D. 4
B. 2 E. 5
C. 3

30. Jika suhu campuran reaksi dinaikkan dari 25°C sampai 75°C maka
A. laju reaksi menurun, tetapi nilai tetapan laju tidak berubah
B. baik laju maupun tetapan laju menurun
C. laju reaksi meningkat, tetapi nilai tetapan laju tetap
D. laju reaksi dan tetapan laju meningkat
E. laju reaksi tetap, tetapi nilai tetapan laju menurun

31. Bahan yang digunakan sebagai katalis heterogen biasanya logam transisi yang
A. turut dalam pembentukan mekanisme reaksi
B. berubah secara kimia pada akhir reaksi
C. memengaruhi hasil reaksi
D. berubah sifat fisisnya di akhir reaksi
E. berubah menjadi logam stabil

32. Dalam suatu percobaan, mangan(I)oksida dipakai sebagai katalis pada penguraian H_2O_2, dan gas oksigen yang dihasilkan ditampung dalam suatu wadah. Dari hasil percobaan itu diperoleh informasi bahwa katalis dapat
A. menambah jumlah gas oksigen
B. mempercepat laju penguraian serta menambah jumlah gas oksigen
C. mempercepat laju penguraian tanpa menambah jumlah gas oksigen
D. mempercepat laju reaksi dan memperpanjang waktu reaksi
E. mangan(I)oksida berkurang sejalan dengan berkurangnya pereaksi

33. Grafik berikut menyatakan perubahan energi reaksi terhadap jalannya reaksi, yang dikatalisis dan tanpa dikatalisis.



Energi reaksi manakah yang prosesnya dikatalisis?
A. p
B.
C. r
D. s
E. t

34. Menurut persamaan kimia berikut:
$CaCO_3(s) + HCl(aq) \rightarrow CaO(s) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$
pembentukan $CO_2(g)$ lebih cepat jika $CaCO_3$ berupa
A. kerikil
B. tepung
C. granula
D. bongkahan
E. lempengan

35. Dalam reaksi kesetimbangan berikut:
$A_2(g) + 2B_2(g) \rightleftharpoons 2AB_2(g)$ + kalor
Kesetimbangan dapat digeser ke kiri dengan cara
A. menurunkan tekanan dan suhu
B. menaikkan tekanan dan suhu
C. menurunkan tekanan dan menaikkan suhu
D. meningkatkan tekanan dan menurunkan suhu
E. menambah gas A_2 berlebih

36. Pada suhu tetap, perbandingan konsentrasi gas $\frac{[SO_2]}{[SO_3]}$ dalam keadaan kesetimbangan menurut reaksi:
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$
akan berbanding lurus dengan ….
A. $[O_2]^{\frac{1}{2}}$
B. $[O_2]^{-\frac{1}{2}}$
C. $[O_2]^0$
D. $[O_2]^2$
E. $[O_2]^{-2}$

37. Campuran satu mol karbon dioksida dan satu mol hidrogen mencapai kesetimbangan pada suhu 25°C dan tekanan total 0,1 atm menurut reaksi:
$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$
Analisis akhir menunjukkan terdapat 0,16% karbon monoksida. Tetapan kesetimbangan reaksi itu adalah
A. $1{,}0 \times 10^{-3}$
B. 1,0
C. $3{,}6 \times 10^{-2}$
D. 100
E. $1{,}0 \times 10^{-5}$

38. Pada 298K, terbentuk kesetimbangan antara:
$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$.
Jika tekanan total dalam kesetimbangan itu adalah P dan derajat disosiasi N_2O_4 adalah a, tekanan parsial NO_2 dalam campuran adalah
A. $\frac{2\alpha}{P}$
B. $\frac{2}{3}\alpha P$
C. $\frac{2}{3}P$
D. $\frac{2\alpha}{(1+\alpha)}P$
E. $\left(\frac{2\alpha}{(1-\alpha)}\right)P$

39. Pada pembentukan amonia menurut proses Haber-Bosch:
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ $\Delta H = -92$ kJ
Pernyataan yang salah adalah ….
A. jika suhu dinaikkan, amonia berkurang
B. jika tekanan diperbesar, amonia bertambah
C. reaksi ini sangat penting sebagai bahan utama pabrik urea
D. industri amonia memakai udara sebagai salah satu bahan dasarnya
E. penambahan katalis dapat menggeser kesetimbangan ke kanan

40. Pada persamaan reaksi

$2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) \quad \Delta H = +136{,}6$ kkal

Menyatakan bahwa pada pembakaran 1 mol CO terjadi perubahan entalpi sebesar

A. + 136,6 kkal
B. – 68,3 kkal
C. + 68,3 kkal
D. – 136 kkal
E. – 34,2 kkal

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Jika ditemukan unsur dengan nomor atom 121, pada golongan dan periode berapa unsur tersebut ditempatkan dalam tabel periodik?
2. Gambarkan perubahan geometri yang terjadi pada reaksi berikut:
 a. $BF_3(g) + F^-(aq) \rightarrow BrF_4^-(aq)$
 b. $C_2H_2(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_4(g)$
 c. $PCl_5(g) + Cl^-(aq) \rightarrow PCl_6^-(aq)$
 d. $SF_2(g) + F_2(g) \rightarrow SF_4(g)$
3. Fosfor triklorida, PCl_3 adalah cairan tidak berwarna dan uapnya sangat iritasi. Jelaskan ikatan dalam molekul PCl_3 menurut teori ikatan valensi (gunakan model hibridisasi).
4. Suatu kalorimeter berisi 75 g air pada 17°C. Cuplikan besi sebanyak 75,5 gram pada 63,5°C ditempatkan dalam kalorimeter tersebut menghasilkan suhu akhir sistem 19,7°C. Hitung kapasitas kalor kalorimeter. Kalor jenis air 4,184 J $g^{-1}K^{-1}$ dan kalor jenis besi 0,45 J $g^{-1}K^{-1}$.
5. Nilai ΔH^o untuk reaksi berikut:

 $2Fe(s) + \frac{3}{2} O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s) \quad \Delta H^o = -823{,}4$ kJ

 $3Fe(s) + 2O_2(g) \rightarrow Fe_3O_4(s) \quad \Delta H^o = -1120{,}5$ kJ

 Gunakan data ini untuk menghitung ΔH^o untuk reaksi berikut:

 $3Fe_2O_3(s) \rightarrow 2Fe_3O_4(s) + \frac{1}{2} O_2(g)$
6. Sulfuril klorida, SO_2Cl_2 terurai ketika dipanaskan.

 $SO_2Cl_2(g) \rightarrow SO_2(g) + Cl_2(g)$

 Dalam suatu percobaan, konsentrasi awal sulfuril korida adalah 0,0248 mol L^{-1}. Jika tetapan lajunya $2{,}2 \times 10^{-5}$ s^{-1}, berapakah konsentrasi SO_2Cl_2 setelah 4,5 jam? Reaksi adalah orde pertama.
7. Reaksi: $2NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2NOCl(g)$ dipelajari pada –10°C. Hasilnya ditabulasikan pada tabel berikut.

NO_o (mol L^{-1})	$Cl_{2\ o}$ (mol L^{-1})	Laju Awal (mol $L^{-1}s^{-1}$)
0,10	0,10	0,18
0,10	0,20	0,35
0,20	0,20	1,45

 a. Bagaimana hukum kecepatannya?
 b. Berapa nilai tetapan kecepatannya?
8. Perhatikan reaksi kesetimbangan berikut:

 $2NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2NOBr(g)$

 Gunakan prinsip Le Chatelier untuk meramalkan pengaruh terhadap posisi kesetimbangan jika:
 a. tekanan NO dinaikan,
 b. konsentrasi Br_2 ditambah, dan
 c. ditambah gas inert.
9. Pada 1200K, $K_c = 2{,}5 \times 10^4$ untuk reaksi:

 $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$

 Jika 0,50 mol H_2 dan 0,50 mol Cl_2 dimasukkan ke dalam tabung, berapa jumlah mol HCl yang terdapat dalam kesetimbangan?
10. Andaikan 93,0 g HI(g) ditempatkan ke dalam labu, kemudian dipanaskan sampai 600K. Pada suhu ini, kesetimbangan dicapai antara HI, H_2, dan I_2:

 $2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g) \quad K = 38{,}6$

 Tekanan total dalam labu diukur sebesar 6,45 atm
 a. Hitung konsentrasi HI, H_2, dan I_2 dalam kesetimbangan.
 b. Hitung volume labu?

Bab 6



Sumber: *Encyclopedia Science*, 1994

Derajat keasaman dapat diukur dengan menggunakan pH meter.

Asam Basa

Hasil yang harus Anda capai:

memahami sifat-sifat larutan asam basa, metode pengukuran, dan terapannya.

Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu:

mendeskripsikan teori-teori asam basa dengan menentukan sifat larutan dan menghitung pH larutan.

Anda tentu sering mendengar larutan asam sulfat dan asam nitrat bukan? Kedua larutan tersebut dapat digunakan untuk menghilangkan lapisan oksida pada permukaan logam sebelum dilakukan pengecatan. Demikian pula, dengan susu magnesia (natrium bikarbonat) dan larutan amonia yang dapat dimanfaatkan dalam pembuatan fiber kertas. Menurut Anda, sifat apakah yang terkandung dalam senyawa tersebut?

Selama Anda mempelajari kimia Anda tentu juga telah mengetahui tentang larutan yang bersifat asam dan larutan yang bersifat basa. Asam dan basa merupakan salah satu sifat zat (larutan maupun nonpelarut). Sifat asam dan basa memiliki peran penting dalam proses kimia di alam, makhluk hidup, maupun industri. Apakah sebenarnya sifat asam basa itu? Bagaimanakah menentukan sifat suatu zat berdasarkan asam basa? Bagaimanakah cara menghitung derajat keasaman (pH) suatu larutan? Semua pertanyaan di atas akan Anda temukan jawabannya setelah Anda mempelajari bab ini.

A. Asam Basa Arrhenius
B. Derajat Kekuatan Asam Basa
C. Penentuan pH Asam Basa
D. Asam Basa Bronsted-Lowry dan Lewis

Tes Kompetensi Awal

1. Masih ingatkah Anda apa yang dimaksud dengan larutan elektrolit dan larutan nonelektrolit?
2. Apakah yang Anda ketahui hubungan antara senyawa asam atau basa berdasarkan sifat daya hantar listrik larutan?
3. Sebutkan contoh senyawa asam dan basa yang Anda ketahui dalam kehidupan sehari-hari?

A. Asam Basa Arrhenius

Di Kelas X, Anda telah mempelajari larutan dan sifat-sifat listrik larutan, seperti larutan elektrolit dan larutan nonelektrolit. Pada pelajaran kali ini, Anda akan dihantarkan untuk memahami lebih jauh tentang larutan dan sifat-sifat asam atau basa suatu larutan serta teori yang melandasinya.

1. Teori Asam Basa Arrhenius

Istilah asam dan basa sudah dikenal oleh masyarakat ilmiah sejak dulu. Istilah asam diberikan kepada zat yang rasanya asam, sedangkan basa untuk zat yang rasanya pahit.

Pada 1777, **Lavoisier** menyatakan bahwa oksigen adalah unsur utama dalam senyawa asam. Pada 1808, **Humphry Davy** menemukan fenomena lain, yaitu HCl dalam air dapat bersifat asam, tetapi tidak mengandung oksigen. Fakta ini memicu **Arrhenius** untuk mengajukan teori asam basa.

Menurut **Arrhenius**, *asam adalah zat yang dapat melepaskan ion H^+ di dalam air sehingga konsentrasi ion H^+ dalam air meningkat. Basa adalah zat yang dapat melepaskan ion OH^- di dalam air sehingga konsentrasi ion OH^- dalam air meningkat.*

Contoh senyawa yang tergolong asam dan basa menurut teori Arrhenius adalah sebagai berikut:

a. Asam: HCl, HNO_3, dan H_2SO_4. Senyawa ini jika dilarutkan dalam air akan terurai membentuk ion H^+ dan ion negatif sisa asam.

$HCl(g) \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

$H_2SO_4(aq) \longrightarrow 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

b. Basa: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, dan dan $Al(OH)_3$. Senyawa ini jika dilarutkan dalam air akan terurai membentuk ion OH^- dan ion positif sisa basa.

$NaOH(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$

$Ca(OH)_2(aq) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

Menurut teori Arrhenius, rumus kimia asam harus mengandung atom hidrogen (–H) dan rumus kimia basa harus mengandung gugus hidroksil (–OH).

2. Larutan Asam, Basa, dan Netral

Di Kelas X, Anda sudah mengetahui bahwa air murni tidak dapat menghantarkan listrik karena air tidak terurai menjadi ion-ionnya (senyawa kovalen). Sesungguhnya air murni itu dapat terionisasi, tetapi konsentrasinya sangat kecil, yaitu sekitar 1×10^{-7} M. Berdasarkan penyelidikan, dapat diketahui bahwa ionisasi air bersifat endoterm dan berkesetimbangan. Persamaan reaksinya sebagai berikut.

Sekilas Kimia

Svante August Arrhenius (1859–1927)



Sumber: *www.nobelprize.com*

Svante August Arrhenius lahir pada 19 Februari 1859 di Swedia. Arrhenius merupakan salah satu ilmuwan yang hobi menulis. Di bidang kimia, Arrhenius mendasari *perhitungan kekuatan asam basa*.

Kata Kunci

- Asam
- Basa
- Teori asam basa Arrhenius

$$H_2O(\ell) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Tetapan kesetimbangan ionisasi air dapat ditulis sebagai berikut.

$$K_c = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Karena air adalah zat murni, konsentrasi air tidak berubah dan dapat dipersatukan dengan tetapan kesetimbangan sehingga persamaan tetapannya menjadi:

$$K_w = [H^+]\ [OH^-]$$

Tetapan kesetimbangan ini disebut tetapan ionisasi air, dilambangkan dengan K_w.

Pada 25°C, nilai $K_w = 1{,}0 \times 10^{-14}$ dan pada 37°C nilai $K_w = 2{,}5 \times 10^{-14}$. Dengan kata lain, ionisasi air bersifat endoterm. Berdasarkan nilai K_w, konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- dalam air dapat dihitung. Misalnya: $[H^+] = [OH^-] = x$ maka

$$K_w = [x]\ [x] = 1{,}0 \times 10^{-14}, \text{ atau } x = 1{,}0 \times 10^{-7}$$

Jadi, konsentrasi ion H^+ dan OH^- hasil ionisasi air pada 25°C masing-masing sebesar $1{,}0 \times 10^{-7}$.

Jika dalam larutan terdapat konsentrasi molar ion H^+ sama dengan konsentrasi molar ion OH^-, yakni $[H^+] = [OH^-]$, larutan tersebut dinyatakan bersifat netral (serupa dengan air murni).

Menurut Arrhenius, suatu larutan bersifat asam jika konsentrasi H^+ dalam larutan meningkat. Artinya, jika dalam larutan terdapat $[H^+] > [OH^-]$, larutan bersifat asam. Sebaliknya, jika dalam larutan $[H^+] < [OH^-]$, larutan bersifat basa.

Untuk menentukan sifat asam atau basa suatu larutan secara kualitatif, Anda dapat melakukan kegiatan berikut.



Aktivitas Kimia 6.1

Sifat Asam dan Basa Larutan

Tujuan

Menentukan sifat asam atau basa suatu larutan.

Alat

1. Tabung reaksi atau pelat tetes
2. Kertas lakmus

Bahan

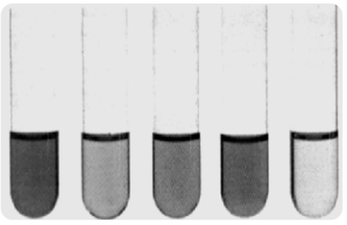
1. Larutan NaCl 0,5 M
2. Larutan $CaCl_2$ 0,5 M
3. Larutan HCl 0,5 M
4. Larutan CH_3COOH 0,5 M
5. Larutan NaOH 0,5 M
6. Larutan $Mg(OH)_2$ 0,5 M

Langkah Kerja

1. Tuangkanlah 3 mL larutan yang akan diselidiki ke dalam tabung reaksi.
2. Celupkan kertas lakmus merah dan lakmus biru ke dalam tabung reaksi yang berisi 3 mL larutan yang akan diselidiki.
3. Amatilah perubahan warna pada kertas lakmus biru dan merah.

Pertanyaan

1. Apakah terjadi perubahan warna pada larutan NaCl dan $CaCl_2$?
2. Apakah terjadi perubahan warna pada larutan HCl, CH_3COOH, NaOH, dan $Mg(OH)_2$?
3. Diskusikan hasil yang Anda peroleh dengan teman-teman Anda, dan tuliskan sifat-sifat larutannya asam, basa, atau netralkah?



Sumber: *Sougou Kagashi*

Gambar 6.1
Tabung reaksi berisi larutan uji



Catatan ***Note***

Menurut Arrhenius, asam adalah zat yang dapat melepaskan ion H^+ di dalam air sehingga konsentrasi ion H^+ dalam air meningkat. Basa adalah zat yang dapat melepaskan ion OH^- di dalam air sehingga konsentrasi ion OH^- dalam air meningkat.

Arrhenius states that acids are substance that, when dissolved in water, increasing the concentration of H^+ ion. Likewise, bases are substances that, when dissolved in water, increasing the concentration of OH^- ion.

Apakah kertas lakmus itu? Bagaimanakah kertas lakmus bekerja? Kertas lakmus adalah suatu indikator (petunjuk) yang dapat membedakan sifat asam dan basa suatu larutan. Pada kertas lakmus terdapat senyawa organik yang dapat berubah warna pada kondisi asam atau basa.

Kertas lakmus merah akan berubah menjadi warna biru jika dicelupkan ke dalam larutan basa. Kertas lakmus biru akan berubah menjadi merah jika dicelupkan ke dalam larutan asam, seperti ditunjukkan pada tabel berikut.

Tabel 6.1 Perubahan Warna Larutan dengan Menggunakan Lakmus Merah dan Lakmus Biru.

Larutan	Lakmus Merah	Lakmus Biru
Asam	Merah	Merah
Basa	Biru	Biru
Netral	Merah	Biru

Tes Kompetensi Subbab A

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Tuliskan penguraian asam-basa berikut di dalam pelarut air.
 a. H_3PO_4
 b. $HClO_4$
 c. $Mg(OH)_2$
2. Bagaimanakah perubahan warna pada lakmus merah dan lakmus biru jika dicelupkan pada larutan asam, basa, dan netral?

B. Derajat Kekuatan Asam Basa

Berdasarkan percobaan **Aktivitas Kimia 6.1**, Anda mengetahui bahwa larutan dapat digolongkan sebagai larutan asam, larutan basa, dan larutan netral. Derajat kekuatan asam atau basa dari suatu larutan dapat dihitung dari nilai *pH* atau *pOH*.

Di Kelas X, Anda telah mengetahui bahwa larutan ada yang bersifat elektrolit kuat, elektrolit lemah, dan nonelektrolit. Demikian juga zat-zat yang bersifat asam atau basa memiliki derajat kekuatan asam basa yang berbeda.

Untuk mengetahui derajat kekuatan asam atau basa suatu larutan, lakukanlah kegiatan berikut.

Aktivitas Kimia 6.2

Kekuatan Asam Basa

Tujuan

Menentukan kekuatan asam atau basa suatu larutan.

Alat

1. Indikator universal
2. Konduktometer atau amperemeter
3. Tabung reaksi

Bahan

1. 50 mL Larutan HCl 0,5 M
2. 50 mL Larutan CH_3COOH 0,5 M
3. 50 mL Larutan NaOH 0,5 M
4. 50 mL Larutan NH_3 0,5 M.

Langkah Kerja

1. Masukkan masing-masing larutan HCl, CH_3COOH, NaOH, dan NH_3 ke dalam tabung reaksi. Celupkan indikator universal, lalu amati perubahan warna pada indikator universal dan bandingkan warnanya dengan data warna yang menunjukkan nilai pH.

2. Ukur masing-masing larutan dengan konduktometer hantaran listrik.

Pertanyaan

1. Manakah larutan yang bersifat asam kuat, asam lemah, basa kuat, dan basa lemah?
2. Apakah yang menyebabkan suatu larutan bersifat asam kuat atau basa kuat?
3. Apakah yang dapat Anda simpulkan dari percobaan ini? Diskusikan dengan teman-teman Anda.

Kata Kunci

- Derajat ionisasi
- Terionisasi sebagian
- Terionisasi sempurna

Suatu larutan digolongkan asam kuat jika memiliki daya hantar listrik kuat (larutan elektrolit kuat) dan nilai pH rendah (konsentrasi molar ion H^+ tinggi). Sebaliknya, jika daya hantar listrik lemah dan nilai pH sedang (sekitar 3–6), larutan tersebut tergolong asam lemah.

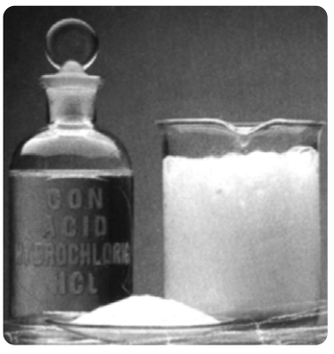
Demikian juga larutan basa dapat digolongkan sebagai basa kuat jika memiliki daya hantar listrik kuat dan pH sangat tinggi. Jika daya hantar listrik lemah dan nilai pH sedang (sekitar 8–11), larutan tersebut tergolong sebagai basa lemah.

Mengapa larutan asam atau basa memiliki kekuatan berbeda untuk konsentrasi molar yang sama? Semua ini dapat dijelaskan berdasarkan pada konsentrasi molar asam atau basa yang dapat terionisasi di dalam pelarut air.

Banyaknya zat yang terionisasi di dalam larutan disebut *derajat ionisasi* (*a*). Nilai a dapat ditentukan dari persamaan berikut.

$$\alpha = \frac{\text{Jumlah mol zat terionisasi}}{\text{Jumlah mol zat mula-mula}} \times 100\%$$

Derajat ionisasi menyatakan kekuatan relatif asam atau basa dalam satuan persen. Jika nilai $\alpha \approx 100\%$, digolongkan asam atau basa kuat, sedangkan jika nilai a < 20%, digolongkan asam atau basa lemah.



Sumber: *Chemistry* (*McMurry*), 2001

Gambar 6.2
Asam klorida (HCl) adalah salah satu contoh asam kuat.

1. Asam Kuat dan Basa Kuat

Asam kuat adalah *zat yang di dalam pelarut air mengalami ionisasi sempurna* ($\alpha \approx 100\%$). Di dalam larutan, molekul asam kuat hampir semuanya terurai membentuk ion H^+ dan ion negatif sisa asam. Contoh asam kuat adalah HCl, HNO_3, dan H_2SO_4.

Contoh 6.1

Menentukan Konsentrasi Ion dalam Larutan Asam Kuat

Berapakah konsentrasi H^+, Cl^-, dan HCl dalam larutan HCl 0,1 M?

Jawab:

HCl tergolong asam kuat. Dalam air dianggap terionisasi sempurna (100%). Reaksi ionnya:

$$HCl(aq) \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Perhatikan konsentrasi molar masing-masing spesi dalam larutan HCl 0,1 M berikut.

Spesi	[HCl] (M)	$[H^+]$ (M)	$[Cl^-]$ (M)
Konsentrasi awal	0,1	0	0
Teroinisasi	≈ 100%	–	–
Konsentrasi akhir	≈ 0	≈ 0,1 M	≈ 0,1 M

Jadi, setelah terionisasi, dalam larutan HCl 0,1 M terdapat $[H^+] = 0,1$ M; $[Cl^-] = 0,1$ M; dan [HCl] dianggap tidak ada.

Sama halnya dengan asam, zat yang di dalam larutan bersifat basa dapat digolongkan sebagai basa kuat dan basa lemah berdasarkan kesempurnaan ionisasinya. Basa kuat adalah *zat yang di dalam air terionisasi sempurna* ($\alpha \approx 100\%$), sedangkan basa lemah terionisasi sebagian. Perhatikan **Contoh 6.2** berikut.

Contoh 6.2

Menentukan Konsentrasi Ion dalam Larutan Basa Kuat

Hitunglah konsentrasi ion-ion dalam larutan $Mg(OH)_2$ 0,1 M?

Jawab:

$Mg(OH)_2$ adalah basa kuat divalen, persamaan ionisasinya adalah

$$Mg(OH)_2(aq) \longrightarrow Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$$

Karena $Mg(OH)_2$ basa kuat, seluruh $Mg(OH)_2$ akan terurai sempurna menjadi ion-ionnya. Berdasarkan koefisien reaksi, konsentrasi masing-masing spesi di dalam larutan dapat dihitung sebagai berikut.

$[Mg^{2+}] = 0{,}1$ M; $[OH^-] = 0{,}2$ M; $[Mg(OH)_2] = 0$

2. Asam dan Basa Lemah

Kata Kunci

- Keadaan kesetimbangan
- Hukum kesetimbangan
- Asam kuat
- Asam lemah
- Basa kuat
- Basa lemah

Asam lemah adalah *senyawa yang kelarutannya di dalam air terionisasi sebagian, sesuai derajat ionisasinya*. Mengapa asam lemah terionisasi sebagian? Berdasarkan hasil penyelidikan diketahui bahwa zat-zat yang bersifat asam lemah, di dalam larutan membentuk kesetimbangan antara molekul-molekul asam lemah dengan ion-ionnya.

Contohnya, jika asam lemah HA dilarutkan dalam air, larutan tersebut akan terionisasi membentuk ion-ion H^+ dan A^-. Akan tetapi pada waktu bersamaan ion-ion tersebut bereaksi kembali membentuk molekul HA sehingga tercapai keadaan kesetimbangan. Persamaan reaksinya:

$$HA(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + A^-(aq)$$

Karena HA membentuk keadaan kesetimbangan, pelarutan asam lemah dalam air memiliki nilai tetapan kesetimbangan. Tetapan kesetimbangan untuk asam lemah dinamakan *tetapan ionisasi asam*, dilambangkan dengan K_a. Rumusnya sebagai berikut.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$



Sumber: *Dokumentasi Penerbit*

Gambar 6.3
Asam asetat (CH_3COOH) merupakan suatu asam lemah. Asam asetat dikenal sebagai "cuka".

Dalam larutan asam lemah, semua Hukum-Hukum Kesetimbangan yang sudah Anda pelajari, berlaku di sini. Nilai tetapan ionisasi asam tidak bergantung pada konsentrasi awal asam lemah yang dilarutkan, tetapi bergantung pada suhu sistem.

Jika nilai tetapan ionisasi asam diketahui, konsentrasi ion H^+ dan ion sisa asam lemah dapat ditentukan. Perhatikan reaksi kesetimbangan asam lemah HA dengan konsentrasi awal misalnya, [C] M. Oleh karena HA adalah asam monoprotik, $[H^+] = [A^-]$ sehingga

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \text{ atau } [H^+] = \sqrt{[HA]K_a} = [H^+] = \sqrt{C \times K_a}$$

Pada rumus tersebut, konsentrasi awal HA dianggap tidak berubah atau konsentrasi HA yang terionisasi dapat diabaikan karena relatif sangat kecil dibandingkan dengan konsentrasi awal HA.

Contoh 6.3

Menghitung $[H^+]$ Asam Lemah

Tentukan $[H^+]$ yang terdapat dalam asam asetat 0,1 M. Diketahui K_a CH_3COOH = $1{,}8 \times 10^{-5}$.

Jawab:

Asam asetat adalah asam lemah monoprotik. Persamaan ionisasinya:

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$$

$$[H^+] = \sqrt{C \times K_a} = \sqrt{(0{,}1\,M)(1{,}8 \times 10^{-5})} = 1{,}34 \times 10^{-3}\,M$$

Jadi, konsentrasi ion H^+ dalam larutan CH_3COOH 0,1 M adalah $1{,}34 \times 10^{-3}$ M

Basa lemah adalah basa yang terionisasi sebagian. Sama seperti pada asam lemah, dalam larutan basa lemah terjadi kesetimbangan di antara molekul basa lemah dan ion-ionnya.

Keadaan kesetimbangan suatu basa lemah, misalnya BOH dapat dinyatakan sebagai berikut.

$$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^-$$

Tetapan kesetimbangan basa lemah atau *tetapan ionisasi basa* dilambangkan dengan K_b. Besarnya tetapan ionisasinya sebagai berikut.

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

Untuk basa monovalen berlaku hubungan seperti pada asam lemah. Rumusnya sebagai berikut.

$$[OH^-] = \sqrt{C \times K_b}$$



Sekilas Kimia

Bunga Kembang Sepatu untuk Identifikasi Asam Basa

Larutan kembang sepatu dapat digunakan untuk menentukan sifat asam atau basa pada suatu larutan kimia. Larutan kembang sepatu memiliki warna merah keungu-unguan.

Jika larutan kembang sepatu ditambahkan ke dalam larutan asam sitrat (asam), warna campuran berubah menjadi warna merah cerah. Adapun pada larutan soda kue (basa), warna campuran mula-mulanya hijau kemudian berubah menjadi ungu.

Contoh 6.4

Menghitung $[OH^-]$ dari Basa Lemah

Hitunglah $[OH^-]$ yang terdapat dalam NH_3 0,1 M. Diketahui K_b NH_3 = $1{,}8 \times 10^{-5}$.

Jawab:

Amonia adalah basa lemah monovalen. Persamaan ionisasinya:

$$NH_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

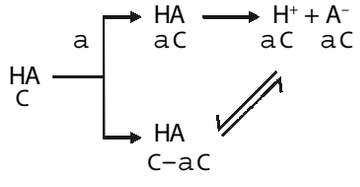
$$[OH^-] = \sqrt{C \times K_b}$$

$$= \sqrt{(0{,}1\,M)(1{,}8 \times 10^{-5})} = 1{,}34 \times 10^{-3}\,M$$

Jadi, konsentrasi OH^- dalam larutan NH_3 0,1 M adalah $1{,}34 \times 10^{-3}$ M.

3. Hubungan Derajat Ionisasi dan Tetapan Ionisasi

Bagaimana hubungan antara tetapan ionisasi asam lemah (K_a) dan derajat ionisasi (a)? Hubungan ini dapat dinyatakan dengan diagram kesetimbangan berikut.



Jika konsentrasi HA mula-mula C dan terionisasi sebanyak a, konsentrasi HA yang terionisasi sebanyak aC. Adapun konsentrasi HA sisa sebanyak C(1–a).

Oleh karena HA merupakan asam monoprotik maka konsentrasi H^+ dan A^- sama dengan HA terionisasi, yakni aC. Dengan demikian, tetapan ionisasi asamnya sebagai berikut.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(\alpha C)^2}{C(1-\alpha)} \text{ atau } \boxed{K_a = C\frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}}$$

Hubungan antara tetapan ionisasi basa lemah monovalen (K_b) dan derajat ionisasinya (a) sama seperti pada penjelasan asam lemah. Tetapan ionisasi basanya sebagai berikut.

$$\boxed{K_b = C\frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}}$$

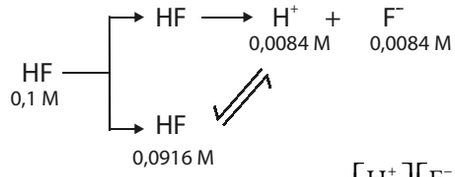
Contoh 6.5

Menghitung K_a dan a dari Asam Lemah

Senyawa HF merupakan asam lemah. Jika 0,1 mol HF dilarutkan dalam 1 liter larutan dan diketahui konsentrasi H^+ = 0,0084 M. Tentukan nilai K_a dan *a*?

Jawab:

Untuk menentukan K_a HF, berlaku hukum-hukum kesetimbangan kimia.



Tetapan ionisasi HF adalah: $K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = \frac{(0,0084)^2}{(0,0916)} = 7,7 \times 10^{-4}$

Derajat ionisasi HF dapat dihitung dengan rumus:

$$K_a = C\frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$7,7 \times 10^{-4} = 0,1\,\frac{\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$a^2 + 0,0077\,a - 0,0077 = 0$$

$$a = 8,4\%$$

Tes Kompetensi Subbab B

Kerjakanlah dalam buku latihan.

1. Hitung konsentrasi ion H^+ dan ion sisa asam yang terdapat dalam larutan HCl 0,5 M, $HClO_4$ 0,25M, dan HNO_3 0,01 M.
2. Hitung konsentrasi ion OH^- dan ion sisa basa yang terdapat dalam 100 mL larutan NaOH 0,25 M, KOH 0,5 M, dan $Mg(OH)_2$ 0,05 M.
3. Hitung konsentrasi masing-masing ion yang terdapat dalam larutan HCN 0,5 M. Diketahui K_a HCN = $4,0 \times 10^{-10}$.
4. Jika dalam larutan asam hidrazoid (HN_3) 0,2 M terdapat ion H^+ sebanyak 6×10^{-4} M, berapa tetapan asam hidrazoid?
5. Etanolamin, $HOC_2H_4NH_2$ adalah cairan kental dengan bau serupa amonia yang digunakan untuk mengeluarkan hidrogen sulfida dari gas alam. Jika dalam larutan etanolamin 0,15 M terdapat ion OH^- $4,6 \times 10^{-12}$ M, berapa nilai K_b etanolamin?

6. Hitung tetapan ionisasi larutan CH_3COOH 0,5 M jika diketahui derajat ionisasinya 1,3%.
7. Tentukan konsentrasi CH_3COOH, CH_3COO^-, H^+ dalam keadaan kesetimbangan, menggunakan nilai K_a hasil perhitungan pada soal 6.
8. Tentukan K_b dan a untuk larutan NH_3 0,1M jika diketahui larutan tersebut memiliki nilai pH = 9.

C. Penentuan pH Asam Basa

Konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- hasil ionisasi air sangat kecil maka untuk memudahkan perhitungan digunakan notasi pH dan pOH. Notasi pH menyatakan derajat keasaman suatu larutan.

pH didefinisikan sebagai negatif logaritma konsentrasi molar ion H^+ dan *pOH sebagai negatif logaritma konsentrasi molar ion OH^-*. Dalam bentuk matematis ditulis sebagai:

$$pH = -\log [H^+] = \log pH = \frac{1}{[H^+]}$$

$$pOH = -\log [OH^-] = \log pOH = \frac{1}{[OH^-]}$$

Kata Kunci

- Prinsip Le Chatelier
- Konsentrasi molar ion H^+
- Konsentrasi molar ion OH^-

Berdasarkan definisi tersebut, pH dan pOH untuk air pada 25°C dapat dihitung sebagai berikut.

$pH = -\log [H^+] = -\log (1{,}0 \times 10^{-7}) = 7$

$pOH = -\log [OH^-] = -\log (1{,}0 \times 10^{-7}) = 7$

Prosedur yang sama juga diterapkan untuk menghitung tetapan ionisasi air, yaitu pK_w.

$K_w = [H^+]\,[OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$

$pK_w = pH + pOH = 14$

$pH = 14 - pOH$ dan $pOH = 14 - pH$

1. Perhitungan pH Asam dan Basa Kuat Monoprotik

Jika Anda melarutkan HCl 0,1 mol ke dalam air sampai volume larutan 1 liter, dihasilkan larutan HCl 0,1M. Berapakah pH larutan tersebut?

Derajat keasaman atau pH larutan ditentukan oleh konsentrasi ion H^+ sesuai rumus $pH = -\log [H^+]$. Untuk mengetahui konsentrasi H^+ dalam larutan perlu diketahui seberapa besar derajat ionisasi asam tersebut.

HCl tergolong asam kuat dan terionisasi sempurna membentuk ion-ionnya: $HCl(aq) \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$ sehingga dalam larutan HCl 0,1 M terdapat $[H^+] = [Cl^-] = 0{,}1$ M.

Disamping itu, air juga memberikan sumbangan ion H^+ dan OH^- sebagai hasil ionisasi air, masing-masing sebesar $1{,}0 \times 10^{-7}$ M.

$$H_2O(\ell) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Jika konsentrasi H^+ hasil ionisasi air dibandingkan dengan konsentrasi H^+ hasil ionisasi HCl, sumbangan H^+ dari air sangat kecil sehingga dapat diabaikan. Apalagi jika ditinjau dari prinsip **Le Chatelier**, penambahan ion H^+ (HCl) ke dalam air akan menggeser posisi kesetimbangan air ke arah pembentukan molekul air.

$$H_2O(\ell) \longleftarrow H^+(aq) + OH^-(aq).$$

Dengan demikian, pH larutan HCl 0,1M hanya ditentukan oleh konsentrasi ion H^+ dari HCl.

pH (HCl 0,1M) $= -\log [H^+] = -\log (1 \times 10^{-1}) = 1$.

Contoh 6.6

Menghitung pH Larutan Asam Kuat

Hitunglah pH dari: (a) HNO_3 0,5 M; (b) HCl $1{,}0 \times 10^{-10}$ M.

Jawab:

a. Oleh karena HNO_3 asam kuat maka HNO_3 terionisasi sempurna. Spesi yang ada dalam larutan adalah: H^+, NO_3^-, OH^- dan H_2O. Ion H^+ dan OH^- dari ionisasi air dapat diabaikan, sebab ion H^+ dari HNO_3 akan menggeser posisi kesetimbangan ionisasi air. Jadi, dalam larutan HNO_3, konsentrasi H^+ hanya ditentukan oleh hasil ionisasi HNO_3. pH (HNO_3 0,5 M) = –log (0,5) = 0,3.

b. Dalam larutan HCl $1{,}0 \times 10^{-10}$ M, spesi yang ada dalam larutan adalah H^+, Cl^-, OH^-, dan H_2O. Pada kasus ini, konsentrasi H^+ dari HCl sangat kecil dibandingkan konsentrasi H^+ dari hasil ionisasi air, yaitu $1{,}0 \times 10^{-7}$ sehingga H^+ dari HCl dapat diabaikan. Dengan demikian, pH larutan hanya ditentukan oleh konsentrasi H^+ dari hasil ionisasi air: pH (HCl $1{,}0 \times 10^{-10}$ M) = –log ($1{,}0 \times 10^{-7}$) = 7. Sebenarnya, pH larutan lebih kecil dari 7 karena ada pergeseran kesetimbangan ionisasi air, akibat penambahan ion H^+ dari HCl.

Basa kuat seperti NaOH dan KOH, jika dilarutkan dalam air akan terionisasi sempurna dan bersifat elektrolit kuat. Persamaan ionnya:

$$NaOH(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Berapakah pH larutan basa kuat NaOH 0,01 M? Untuk mengetahui hal ini, perlu ditinjau spesi apa saja yang terdapat dalam larutan NaOH 0,01M. Oleh karena NaOH adalah basa kuat maka dalam larutan NaOH 0,01 M akan terdapat $[Na^+] = [OH^-] = 0{,}01$ M. Disamping itu, ionisasi air juga memberikan sumbangan $[H^+] = [OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-7}$ M.

Penambahan ion OH^- (NaOH) ke dalam air akan menggeser posisi kesetimbangan ionisasi air sehingga sumbangan OH^- dan H^+ dari air menjadi lebih kecil dan dapat diabaikan. Dengan demikian, perhitungan pH larutan hanya ditentukan oleh konsentrasi ion OH^- dari NaOH melalui hubungan pK_w = pH + pOH.

$$pH = pK_w - pOH = 14 + \log (1 \times 10^{-2}) = 12$$

Contoh 6.7

Menghitung pH Larutan Basa Kuat

Hitunglah pH larutan $Mg(OH)_2$ 0,01 M?

Jawab:

Oleh karena $Mg(OH)_2$ basa kuat divalen maka dalam air akan terionisasi sempurna.

$$Mg(OH)_2(aq) \longrightarrow Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$$

Setiap mol $Mg(OH)_2$ menghasilkan 2 mol ion OH^- maka OH^- hasil ionisasi air dari 0,01 $Mg(OH)_2$ terbentuk $[OH^-] = 0{,}02$ M. Karena sumbangan OH^- dari ionisasi air sangat kecil maka dapat diabaikan. Dengan demikian, pH larutan dapat ditentukan dari konsentrasi OH^- melalui persamaan pK_w.

pK_w = pH + pOH

$14 = pH + \log (2 \times 10^{-2})$

$pH = 14 - 1{,}7 = 12{,}3$

2. Perhitungan pH Asam dan Basa Lemah Monoprotik

Seperti telah diuraikan sebelumnya, konsentrasi ion-ion dalam larutan asam lemah ditentukan oleh nilai tetapan ionisasi asam (K_a).

Sekilas Kimia

Air Hujan Bersifat Asam

Penyebab utama hujan asam adalah pembuangan limbah dari industri dan asap knalpot kendaraan bermotor yang mengandung sulfur dioksida (SO_2). Gas ini teroksidasi di udara menjadi sulfur trioksida (SO_3), kemudian bereaksi dengan uap air menghasilkan H_2SO_4. Polutan lainnya adalah nitrogen dioksida (NO_2) yang dihasilkan dari reaksi antara N_2 dan O_2 pada pembakaran batubara. Senyawa NO_2 ini larut dalam air membentuk HNO_3. Selain itu, adanya CO_2 *terlarut dalam air* hujan menyebabkan air hujan pada saat normal bersifat asam dengan pH sekitar 5,6.

Hujan asam memberikan dampak negatif bagi tanaman, di antaranya dapat menghalangi perkecambahan dan reproduksi yang secara langsung akan meracuni tunas yang halus berikut akarnya. Adapun efek hujan asam pada hewan, contohnya pada sistem akuatik, hujan asam dapat menghambat pertumbuhan ikan karena mengganggu metabolismenya.

Sumber: *Chemistry* (*Chang*), 2004

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Untuk asam monoprotik, pH larutan asam lemah dapat ditentukan dari persamaan berikut.

$$pH = -\log\left(\sqrt{C \times K_a}\right)$$

Demikian juga untuk basa lemah, konsentrasi ion OH^- dalam larutan basa lemah ditentukan oleh tetapan ionisasi basa (K_b).

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

Untuk basa monovalen, pH larutan basa lemah dapat dihitung dari persamaan berikut.

$$pH = pK_w + \log\left(\sqrt{C \times K_b}\right)$$

Contoh 6.8

Menghitung pH Larutan Asam Lemah

Asam hipoklorit (HClO) adalah asam lemah yang dipakai untuk desinfektan dengan $K_a = 3{,}5 \times 10^{-8}$. Berapakah pH larutan asam hipoklorit 0,1 M?

Jawab:

Dalam air, HClO terionisasi sebagian membentuk kesetimbangan dengan ion-ionnya.

$HClO(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + OCl^-(aq)$ $\quad K_a = 3{,}5 \times 10^{-8}$

Demikian juga air akan terionisasi membentuk keadaan kesetimbangan.

$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$ $\quad K_w = 1{,}0 \times 10^{-14}$

Karena konsentrasi ion H^+ dari HClO lebih tinggi maka ion H^+ dari air dapat diabaikan.

Jadi, pH larutan ditentukan oleh konsentrasi ion H^+ dari hasil ionisasi HClO.

Karena HClO merupakan asam monoprotik maka dapat menerapkan persamaan untuk menentukan pH larutan.

$$pH = -\log\left(\sqrt{3{,}5 \times 10^{-8} \times 0{,}1}\right) = 4{,}23$$

Contoh 6.9

Menghitung pH Larutan Basa Lemah

Hitunglah pH larutan NH_3 15 M ($K_b = 1{,}8 \times 10^{-5}$).

Jawab:

NH_3 adalah basa lemah. NH_3 dalam larutan air akan membentuk kesetimbangan dengan ion-ionnya.

$NH_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$ $\quad K_b = 1{,}8 \times 10^{-5}$

$H_2O(\ell) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$ $\quad K_w = 1{,}0 \times 10^{-14}$

Sumbangan OH^- dari air dapat diabaikan karena $K_b >> K_w$.

Perhatikan konsentrasi awal dan konsentrasi setelah tercapai kesetimbangan berikut.

Konsentrasi Awal (mol L^{-1})		Konsentrasi Kesetimbangan (mol L^{-1})
$[NH_3]_0 = 15{,}0$		$[NH_3] = 15{,}0 - x$
$[NH^{4+}]_0 = 0$	$\xrightarrow{x \text{ mol } L^{-1} NH_3 \text{ bereaksi}}$	$[NH^{4+}] = x$
$[OH^-]_0 = 0$		$[OH^-] = x$

Kata Kunci

- Asam/basa monoprotik
- Asam/basa poliprotik

Konsentrasi ion-ion dalam kesetimbangan dapat dihitung dari persamaan K_b.

$$K_b = 1{,}8\times10^{-5} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(x)(x)}{15-x} \approx \frac{x^2}{15}$$

Catatan: nilai x pada penyebut dapat diabaikan

Dengan demikian, $x = [OH^-] = 1{,}6 \times 10^{-2}$M

Nilai pH dihitung berdasarkan hubungannya dengan K_w melalui $pK_w = pH + pOH$.

$pH = 14 + \log (1{,}6 \times 10^{-2}) = 12{,}2$

Karena NH_3 adalah basa monovalen maka nilai pH dapat juga dihitung dari persamaan berikut.

$pH = pK_w + \log(K_b \times C)$

$= 14 + \log \left(\sqrt{1{,}8\times10^{-5}\times15}\right) = 12{,}2$

3. Perhitungan pH Asam dan Basa Poliprotik

Apakah yang dimaksud dengan asam poliprotik? Asam-asam seperti H_2SO_4, H_2CO_3, $H_2C_2O_4$, dan H_3PO_4 tergolong asam poliprotik. Berdasarkan contoh tersebut, Anda dapat menyimpulkan bahwa *asam poliprotik adalah asam yang dapat melepaskan lebih dari satu proton (ion H^+)*.

Di dalam air, asam-asam tersebut melepaskan proton secara bertahap dan pada setiap tahap hanya satu proton yang dilepaskan. Jumlah proton yang dilepaskan bergantung pada kekuatan asamnya.

Untuk asam-asam kuat seperti H_2SO_4, pelepasan proton yang pertama sangat besar, sedangkan pelepasan proton kedua relatif kecil dan berkesetimbangan. Asam-asam lemah seperti H_2CO_3, pelepasan proton pertama dan kedua relatif kecil dan berkesetimbagan.

Tinjaulah asam lemah diprotik, misalnya H_2CO_3. Di dalam air, H_2CO_3 terionisasi membentuk kesetimbangan. Persamaannya:

$$H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq) \quad K_{a1} = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4{,}3\times10^{-7}$$

$$HCO_3^-(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) \quad K_{a2} = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 5{,}6\times10^{-11}$$

Oleh karena ada dua tahap ionisasi maka ada dua harga tetapan kesetimbangan, ditandai dengan K_{a1} dan K_{a2}, dimana $K_{a1} >> K_{a2}$.

Beberapa asam poliprotik dan tetapan ionisasinya ditunjukkan pada tabel berikut.

Tabel 6.2 Tetapan Ionisasi pada Beberapa Asam Poliprotik

Zat	Rumus	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Asam fosfat	H_3PO_4	$7{,}5 \times 10^{-3}$	$6{,}2 \times 10^{-8}$	$4{,}8 \times 10^{-13}$
Asam arsenat	H_3AsO_4	$5{,}0 \times 10^{-3}$	$8{,}0 \times 10^{-8}$	$6{,}0 \times 10^{-10}$
Asam sulfat	H_2SO_4	Besar	$1{,}2 \times 10^{-2}$	
Asam sulfit	H_2SO_3	$1{,}5 \times 10^{-2}$	$1{,}0 \times 10\,7$	
Asam oksalat	$H_2C_2O_4$	$6{,}5 \times 10^{-2}$	$6{,}1 \times 10^{-7}$	
Asam karbonat	H_2CO_3	$4{,}3 \times 10^{-7}$	$4{,}8 \times 10^{-11}$	

Sumber: *General Chemistry*, 1990

a. Asam Fosfat (H_3PO_4)

Asam fosfat tergolong asam triprotik yang terionisasi dalam tiga tahap. Persamaan reaksi ionisasinya adalah sebagai berikut.

Mahir Menjawab

Suatu asam lemah LOH mempunyai pH = 10 + log 5, K_b(LOH) = $2{,}5 \times 10^{-5}$ maka konsentrasi basa tersebut adalah

A. 0,01 M
B. 0,02 M
C. 0,03 M
D. 0,04 M
E. 0,05 M

Pembahasan

Untuk basa berlaku:

pH = 14 – pOH

pOH = 14 – pH = 14 –(10 + log 5)
= 4 – log 5 = –(log 5–4)
= –(log 5 + log 10^{-4})
= –log 5 > 10^{-14}

karena pOH = –log [OH^-] maka

–log[OH^-] = –log (5×10^{-4})

[OH^-] = 5×10^{-4}

[OH^-] = $\sqrt{K_b \times M_b} \longrightarrow K_b$
= $2{,}5 \times 10^{-5}$

5×10^{-4} = ($2{,}5 \times 10^{-5}$) M_b

$M_b = \frac{25 \quad 10^{-8}}{2{,}5 \quad 10^{-5}} = 10 \times 10^{-3}$

$= 10^{-2} = 0{,}01$ M

Jadi, jawabannya (D).

UNAS 2003

$$H_3PO_4(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + H_2PO_4^-(aq)$$

$$K_{a1} = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7{,}5\times10^{-3}$$

$$H_2PO_4^-(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HPO_4^{2-}(aq)$$

$$K_{a2} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6{,}2\times10^{-8}$$

$$HPO_4^{2-}(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$$

$$K_{a3} = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 4{,}8\times10^{-13}$$

Berdasarkan nilai tetapan ionisasinya, dapat diprediksi bahwa ionisasi tahap pertama sangat besar dan ionisasi berikutnya sangat kecil, seperti ditunjukkan oleh nilai K_a, dimana $K_{a1} >> K_{a2} >> K_{a3}$.

Contoh 6.10

Menentukan pH Asam Fosfat

Berapakah pH larutan H_3PO_4 5 M? Berapakah konsentrasi masing-masing spesi dalam larutan?

Jawab:

Karena K_{a2} dan K_{a3} relatif sangat kecil maka spesi utama yang terdapat dalam larutan adalah hasil ionisasi tahap pertama.

$$H_3PO_4(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + H_2PO_4^-(aq)$$

dengan

$$K_{a1} = 7{,}5 \times 10^{-3} = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$

Dengan menerapkan Hukum-Hukum Kesetimbangan Kimia maka konsentrasi masing-masing spesi:

Konsentrasi Awal (mol L^{-1})	Konsentrasi Setimbang (mol L^{-1})
$[H_3PO_4]_o = 5$	$[H_3PO_4] = 5 - x$
$[H_2PO_4]_o = 0$	$[H_2PO_4] = x$
$[H^+]_o \approx 0$	$[H^+] = x$

$$K_{a1} = 7{,}5 \times 10^{-3} = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = \frac{(x)(x)}{5-x} \approx \frac{x^2}{5}$$

Nilai $x \approx 0{,}19$.

Karena nilai x relatif kecil dibandingkan nilai 5 maka dapat diabaikan.

$[H^+] = x = 0{,}19$ M, dan pH = 0,72.

Dari persamaan K_{a1}, diketahui bahwa

$[H_2PO_4^-] = [H^+] = 0{,}19$ M sehingga

$[H_3PO_4] = 5 - x = 4{,}81$ M.

Konsentrasi HPO_4^{2-} dapat ditentukan dari persamaan K_{a2}.

Catatan Note

Asam poliprotik dapat melepaskan lebih dari satu atom H.

Polyprotic acid have more than one ionizable H atom.

$$K_{a2} = 6{,}2 \times 10^{-8} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

dengan $[H^+] = [H_2PO_4^-] = 0{,}19$ M.

Jadi, $[HPO_4^{2-}] = K_{a2} = 6{,}2 \times 10^{-8}$ M.

Konsentrasi $[PO_4^{3-}]$ dapat ditentukan dari persamaan K_{a3}, dengan nilai $[H^+]$ dan $[HPO_4^{2-}]$ diperoleh dari perhitungan sebelumnya.

$$K_{a3} = 4{,}8\times10^{-13} = \frac{(0{,}19)[PO_4^{3-}]}{(6{,}2\times10^{-8})}$$

$$[PO_4^{3-}] = 1{,}6\times10^{-19}\ M$$

Dengan demikian, dapat disimpulkan bahwa:

$[H_3PO_4] = 4{,}8$ M

$[H_2PO_4^-] = [H^+] = 0{,}19$ M

$[HPO_4^{2-}] = 6{,}2 \times 10^{-8}$ M

$[PO_4^{3-}] = 1{,}6 \times 10^{-19}$ M.

Konsentrasi spesi asam fosfat dalam larutan: $H_3PO_4 >> H_2PO_4^- >> HPO_4^{2-}$. Artinya, hanya ionisasi tahap pertama yang memberikan sumbangan utama pada pembentukan $[H^+]$. Hal ini dapat menyederhanakan perhitungan pH untuk larutan asam fosfat.

Contoh 6.10 memberikan petunjuk bahwa ionisasi tahap kedua dan ketiga tidak memberikan sumbangan $[H^+]$ yang bermakna. Hal ini disebabkan $[HPO_4^{2-}]$ adalah $6{,}2 \times 10^{-8}$ M, artinya hanya $6{,}2 \times 10^{-8}$ mol per liter H_2PO_4 yang terbentuk, bahkan dapat lebih kecil dari itu.

Walaupun demikian, Anda harus menggunakan ionisasi tahap kedua dan ketiga untuk menghitung $[HPO_4^{2-}]$ dan $[PO_4^{3-}]$ karena kedua tahap ionisasi ini merupakan sumber utama ion-ion tersebut.

b. Asam Sulfat (H_2SO_4)

Asam sulfat berbeda dari asam-asam poliprotik yang lain karena asam sulfat merupakan asam kuat pada ionisasi tahap pertama, tetapi merupakan asam lemah pada ionisasi tahap kedua:

$H_2SO_4(aq) \longrightarrow H^+(aq) + HSO_4^-(aq)$ $\quad K_{a1}$ sangat besar

$HSO_4^-(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ $\quad K_{a2} = 1{,}2 \times 10^{-2}$

Sebagai gambaran, pada **Contoh 6.11** ditunjukkan cara menghitung pH larutan asam sulfat.

Contoh 6.11

Menentukan pH H_2SO_4 Encer

Berapakah pH larutan H_2SO_4 0,01 M?

Jawab:

Ionisasi tahap pertama:

$H_2SO_4(aq) \longrightarrow H^+(aq) + HSO_4^-(aq)$

Tahap ionisasi ini dapat dianggap sempurna sehingga konsentrasi $[H^+] = [HSO_4^-] = 0{,}01$ M.

Ionisasi HSO_4^- membentuk kesetimbangan berikut.

$HSO_4^-(aq) \rightleftharpoons SO_4^{2-}(aq) + H^+(aq)$



Sekilas Kimia

Instalasi Pengolahan Air Gambut

Penduduk yang tinggal di daerah pasang surut dan daerah rawa di Sumatra dan Kalimantan menghadapi kesulitan memperoleh air bersih terutama untuk minum. Hal ini disebabkan karena sumber air yang terdapat di daerah tersebut adalah air gambut yang berwarna cokelat yang bersifat asam. Warna cokelat air gambut berasal dari zat-zat humus yang terdapat pada tanah dan gambut. Sifat asam air gambut disebabkan oleh adanya tanah lempung mengandung *sulfida* (S^{2-}). Sulfida ini akan teroksidasi menjadi *asam sulfat* (H_2SO_4).

Oleh karena kebutuhan air minum sangat penting maka diperlukan penelitian dan pengembangan teknologi pengolahan air gambut yang dapat dimanfaatkan oleh masyarakat. Dari hasil penelitian yang telah dilakukan, air gambut dapat diolah menjadi air minum dengan alat dan proses konvensional, yaitu koagulasi, filtrasi, dan desinfektan.

Sumber: *www.pu.go.id*

Konsentrasi Awal (mol L^{-1})	Konsentrasi Setimbang (mol L^{-1})
$[HSO_4^-]_0 = 0{,}01$	$[HSO_4^-] = 0{,}01 - x$
$[SO_4^{2-}]_0 = 0$	$[SO_4^{2-}] = x$
$[H^+]_0 = 0{,}01$	$[H^+] = 0{,}01 + x$

Persamaan tetapan kesetimbangan K_{a2}:

$$K_{a2} = \frac{[H^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]} = \frac{(0{,}01+x)(x)}{(0{,}01-x)}$$

Pada persamaan tersebut, nilai x relatif besar sehingga tidak dapat diabaikan. Besar kecilnya nilai x dapat dilihat dari nilai tetapan ionisasi. Jika nilai K_a besar, nilai x juga besar.
Penataan persamaan tetapan ionisasi menghasilkan persamaan kuadrat berikut.
$x^2 + (2{,}2 \times 10^{-2})\, x - (1{,}2 \times 10^{-4}) = 0$
Penyelesaian persamaan kuadrat dengan *rumus abc* diperoleh:
$x = 4{,}5 \times 10^{-3}$
Nilai pH ditentukan oleh jumlah konsentrasi H^+ dalam kedua tahap.
$[H^+] = 0{,}01 + x = 0{,}01 + 0{,}0045 = 0{,}0145$ M
pH larutan H_2SO_4 0,01M = $-\log [H^+] = 1{,}84$.
Dengan demikian, dalam larutan H_2SO_4 0,01 M, nilai pH akan lebih rendah dari 2, ini disebabkan H_2SO_4 tidak terionisasi sempurna.

Tes Kompetensi Subbab C

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

1. Mengapa reaksi ionisasi air murni bersifat endoterm? Jelaskan berdasarkan prinsip pergeseran kesetimbangan kimia.
2. Berapakah pH air murni pada suhu 37°C?
3. Hitunglah pH larutan yang dibuat dengan cara melarutkan 10 g $HClO_4$ ke dalam air sampai volume larutan 500 mL?
4. Hitunglah pH dari: (a) HCl 0,5 M; (b) HNO_3 0,025 M
5. Berapakah pH dari larutan berikut.
 (a) NaOH 0,5 M; dan (b) $Ca(OH)_2$ 0,5 M
6. Asam nikotinat (niasin) adalah asam monoprotik dengan rumus molekul $HC_6H_4NO_2$. Larutan niasin 0,012 M mempunyai pH 3,39 pada 25°C. Berapakah nilai tetapan asam nikotinat?
7. Anilin ($C_6H_5NH_2$) digunakan untuk pencelupan pada tekstil. Tetapan basa anilin, $K_b = 3{,}8 \times 10^{-10}$ pada 25°C. Jika dalam larutan terdapat 0,05 M anilin dan sebagai basa monovalen, berapakah pH larutan anilin pada suhu tersebut?
8. Berapakah pH larutan asam oksalat, $C_2H_2O_4$ 0,25M? Tentukan konsentrasi molar masing-masing spesi yang terdapat dalam larutan asam tersebut? Diketahui $K_{a1} = 5{,}9 \times 10^{-2}$ dan $K_{a2} = 6{,}4 \times 10^{-5}$

D. Asam Basa Bronsted-Lowry dan Lewis

Teori asam basa Arrhenius berhasil menjelaskan beberapa senyawa asam atau basa, tetapi teori tersebut masih memiliki keterbatasan, di antaranya senyawa asam dan basa hanya berlaku di dalam pelarut air, pembentukan ion H^+ atau OH^- adalah ciri khas asam basa. Jika dalam suatu reaksi tidak membentuk ion H^+ atau OH^-, reaksi tersebut tidak dapat dikatakan sebagai reaksi asam atau basa.

1. Teori Asam Basa Bronsted-Lowry

Fakta menunjukkan, banyak reaksi asam basa yang tidak melalui pembentukan ion H^+ atau OH^-, misalnya reaksi antara HCl(*g*) dan NH_3(*g*). Persamaannya:

$$HCl(g) + NH_3(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$$



Gambar 6.4
Bronsted-Lowry mengemukakan teori asam basa berdasarkan transfer proton.

Menurut **Arrhenius**, reaksi HCl dan NH_3 dalam fasa gas tidak dapat dikategorikan sebagai reaksi asam basa karena tidak membentuk ion H^+ dan OH^-, padahal kedua senyawa itu adalah asam dan basa. Akibat keterbatasan teori Arrhenius, pada 1923, **Johanes Bronsted** dan **Thomas Lowry** mengemukakan teori asam basa berdasarkan transfer proton (ion H^+).

Menurut Bronsted-Lowry, *dalam reaksi yang melibatkan transfer proton, asam adalah spesi yang bertindak sebagai donor proton, sedangkan basa adalah spesi yang bertindak sebagai akseptor proton.*

Proton (ion H^+) dalam air tidak berdiri sendiri melainkan terikat pada molekul air karena atom O pada molekul H_2O memiliki pasangan elektron bebas yang dapat digunakan untuk berikatan kovalen koordinasi dengan proton membentuk ion hidronium, H_3O^+. Persamaan reaksinya:

$$H_2O(\ell) + H^+(aq) \longrightarrow H_3O^+(aq)$$

Teori asam-basa Bronsted-Lowry dapat diterapkan terhadap reaksi HCl dan NH_3. Dalam fasa gas, HCl dan NH_3 tidak terionisasi karena keduanya molekul kovalen yang tergolong reaksi asam basa.

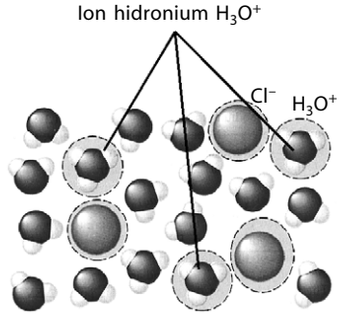
$$\underset{\text{Asam}}{HCl(g)} + \underset{\text{Basa}}{NH_3(g)} \longrightarrow \underset{\text{Garam}}{NH_4Cl(s)}$$

Pada reaksi tersebut, molekul HCl bertindak sebagai donor proton (asam), dan molekul NH_3 bertindak sebagai akseptor proton (basa).

Menurut Bronsted-Lowry, reaksi asam basa yang melibatkan transfer proton membentuk keadaan kesetimbangan. Contoh reaksi antara NH_3 dan H_2O, arah panah menunjukkan bahwa proton menerima pasangan elektron bebas dari NH_3, dan ikatan N–H terbentuk. persamaan reaksinya sebagai berikut.

$$NH_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Reaksi ke kanan, NH_3 menerima proton dari H_2O. Jadi, NH_3 adalah basa dan H_2O adalah asam. Pada reaksi kebalikannya, NH_4^+ donor proton terhadap OH^-. Oleh sebab itu, ion NH_4^+ adalah asam dan ion OH^- adalah basa. Spesi NH_3 dan NH_4^+ berbeda dalam hal jumlah protonnya. NH_3 menjadi ion NH_4^+ melalui pengikatan proton, sedangkan ion NH_4^+ menjadi NH_3 melalui pelepasan proton. Spesi NH_4^+ dan NH_3 seperti ini dinamakan *pasangan konjugat asam basa*.



Gambar 6.5
Atom O memiliki pasangan elektron besar sehingga dapat membentuk ion hidronium.

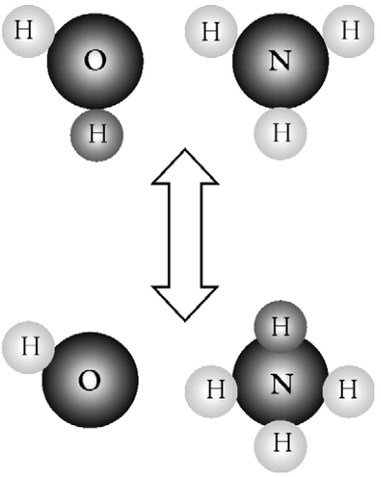
Pasangan konjugat asam basa terdiri atas dua spesi yang terlibat dalam reaksi asam basa, satu asam dan satu basa yang dibedakan oleh penerimaan dan pelepasan proton. Asam pada pasangan itu dinamakan asam konjugat dari basa, sedangkan basa adalah basa konjugat dari asam. Jadi, NH_4^+ adalah asam konjugat dari NH_3 dan NH_3 adalah basa konjugat dari NH_4^+.

Menurut Bronsted-Lowry, kekuatan asam basa konjugat adalah kebalikannya. Jika suatu senyawa merupakan asam kuat, basa konjugatnya adalah basa lemah. Kekuatan asam basa konjugat dapat digunakan untuk meramalkan arah reaksi asam basa. Suatu reaksi asam basa akan terjadi jika hasil reaksinya merupakan asam lebih lemah atau basa lebih lemah. Dengan kata lain, reaksi akan terjadi ke arah pembentukan spesi yang lebih lemah.

Tabel 6.3 Kekuatan Asam dan Basa Konjugat

Asam		Basa Konjugat	
Asam paling kuat	$HClO_4$	ClO_4^-	Basa paling lemah
	HI	I^-	
	HBr	Br^-	
	HCl	Cl^-	
	H_2SO_4	HSO_4^-	
	HNO_3	NO_3^-	
	H_3O^+	H_2O	
	HSO_4^-	SO_4^{2-}	
	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	
	HF	F^-	
	HNO_2	NO_2^-	
	HCOOH	$HCOO^-$	
	CH_3COOH	CH_3COO^-	
	H_2CO_3	HCO_3^-	
	H_2S	HS^-	
	NH_4^+	NH_3	
	HCN	CN^-	
	HS^-	S^{2-}	
	H_2O	OH^-	
Asam paling lemah	NH_3	NH_2^-	Basa paling kuat

Sumber: *General Chemistry*, 1990



Gambar 6.6
Pasangan konjugat asam basa: NH_4^+ dan NH_3; H_2O dan OH^-.

Contoh 6.12

Kekuatan Asam Basa Konjugat

Perhatikan reaksi berikut.

$SO_4^{2-}(aq) + HCN(aq) \rightleftharpoons HSO_4^-(aq) + CN^-(aq)$

Ke arah manakah reaksi akan terjadi?

Jawab:

Jika kekuatan asam HCN dan HSO_4^- dibandingkan, terlihat bahwa HCN adalah asam yang lebih lemah.

Selain itu, kekuatan basa antara SO_4^{2-} dan CN^- terlihat bahwa SO_4^{2-} lebih lemah.

Oleh karena itu, reaksi akan terjadi dari arah kanan ke arah kiri persamaan kimia.

$HSO_4^-(aq) + CN^-(aq) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq) + HCN(aq)$

Kegiatan Inkuiri

Berdasarkan penyelidikan, diketahui bahwa reaksi berikut berlangsung ke arah kanan.

a. $HBr(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Br^-(aq)$

b. $HCl(aq) + NH_3(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$

Bagaimanakah membuktikan bahwa reaksi tersebut berlangsung ke arah kanan?

Berdasarkan kekuatan asam basa konjugat, suatu spesi dapat berperan sebagai asam maupun sebagai basa bergantung pada jenis pereaksinya. Spesi seperti ini disebut *ampiprotik*.

Mahir Menjawab

Pasangan asam basa konjugasi dari reaksi

$HSO_{4\,(aq)}^- + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

adalah

A. $HSO_4^-(aq)$ dengan $H_2O(\ell)$
B. $H_3O^+(aq)$ dengan $SO_4^{2-}(aq)$
C. $HSO_4^-(aq)$ dengan $H_3O^+(aq)$
D. $H_2O(\ell)$ dengan $SO_4^{2-}(aq)$
E. $HSO_4^-(aq)$ dengan $SO_4^{2-}(aq)$

Pembahasan

$HSO_{4\,(aq)}^- + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

Asam Basa Basa Asam

Pasangan asam basa konjugasinya: $HSO_{4\,(aq)}^-$ dengan $SO_{4\,(aq)}^-$ dan $H_2O_{(\ell)}$ dengan $H_3O^+_{(aq)}$.

Jadi, jawabannya (E).

UNAS 2003

Contoh:

Reaksi antara ion HCO_3^- dan HF serta reaksi antara ion HCO_3^- dan ion OH^-, persamaan kimianya:

1. $HCO_3^-(aq) + HF(aq) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + F^-(aq)$
2. $HCO_3^-(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons CO_3^{2-}(aq) + H_2O(aq)$

Pada reaksi (1), ion HCO_3^- menerima proton dari HF maka ion HCO_3^- bertindak sebagai basa. Pada reaksi (2), HCO_3^- memberikan proton kepada ion OH^- maka ion HCO_3^- bertindak sebagai asam. Jadi, ion HCO_3^- dapat bertindak sebagai asam dan juga bertindak sebagai basa. Spesi seperti ini dinamakan *ampiprotik*.

Contoh 6.13

Asam Basa Menurut Bronsted-Lowry

Pada persamaan reaksi berikut, tentukan spesi manakah yang bertindak sebagai asam atau basa. Tunjukkan pasangan asam basa konjugatnya?

(a) $HCO_3^-(aq) + HF(aq) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + F^-(aq)$

(b) $HCO_3^-(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons CO_3^{2-}(aq) + H_2O(\ell)$

Jawab:

(a) Ruas kiri persamaan, HF adalah donor proton, di ruas kanan, H_2CO_3 sebagai donor proton. Jadi, akseptor proton adalah HCO_3^- (kiri) dan F^- (kanan).
Dengan diketahuinya donor dan akseptor proton, asam dan basa dapat ditentukan.

$$\underset{\text{Basa}}{HCO_3^-(aq)} + \underset{\text{Asam}}{HF(aq)} \rightleftharpoons \underset{\text{Asam}}{H_2CO_3(aq)} + \underset{\text{Basa}}{F^-(aq)}$$

Pada reaksi ini, H_2CO_3 dan HCO_3^- adalah pasangan konjugat asam basa. Demikian juga, pasangan HF dan F^-.

(b) Dengan cara yang sama, asam dan basa dapat ditentukan.

$$\underset{\text{Asam}}{HCO_3^-(aq)} + \underset{\text{Basa}}{OH^-(aq)} \rightleftharpoons \underset{\text{Basa}}{CO_3^{2-}(aq)} + \underset{\text{Asam}}{H_2O(\ell)}$$

Pada reaksi ini, HCO_3^- dan CO_3^{2-} adalah pasangan konjugat asam-basa. Demikian juga, H_2O dan OH^-.
Walaupun HCO_3^- berfungsi sebagai suatu asam dalam reaksi (b), tetapi pada reaksi (a) berfungsi sebagai basa. Jadi, HCO_3^- tergolong ampiprotik.

Kata Kunci

- Asam basa Lewis
- Asam basa Bronsted-Lowry

2. Teori Asam Basa Lewis

Beberapa reaksi tertentu mempunyai sifat reaksi asam-basa, tetapi tidak cocok dengan teori Bronsted-Lowry maupun teori Arrhenius. Misalnya, reaksi antara oksida basa Na_2O dan oksida asam SO_3 membentuk garam Na_2SO_4. Persamaannya:

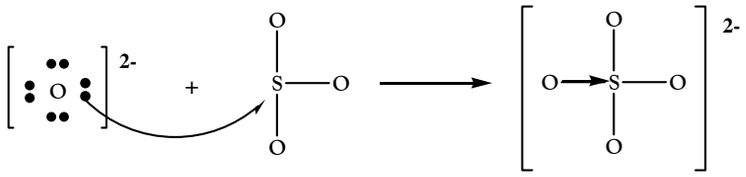
$$Na_2O(s) + SO_3(g) \longrightarrow Na_2SO_4(s)$$

Menurut **Lewis**, konsep asam dan basa secara umum mencakup reaksi oksida asam dan oksida basa, termasuk reaksi transfer proton.

Menurut Lewis, *asam adalah spesi yang bertindak sebagai akseptor pasangan elektron bebas dari spesi lain membentuk ikatan kovalen koordinasi. Basa adalah spesi yang bertindak sebagai donor pasangan elektron bebas kepada spesi lain membentuk ikatan kovalen koordinat.*

Reaksi Na_2O dan SO_3 melibatkan reaksi ion oksida, yaitu O^{2-} dari padatan ionik Na_2O dan gas SO_3. Reaksinya sebagai berikut.

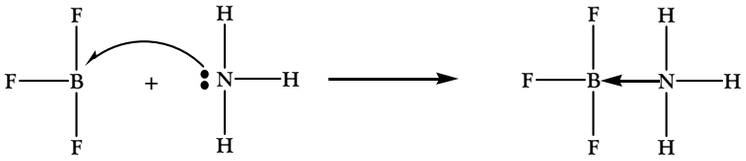
$$Na_2^+O^{2-}(s) + SO_3(g) \longrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}(s)$$



Pada reaksi di atas, Na_2O bertindak sebagai donor pasangan elektron bebas (basa) dan SO_3 sebagai akseptor pasangan elektron bebas (asam).

Tinjau reaksi antara NH_3 dan BF_3. Reaksi ini merupakan reaksi asam basa menurut Lewis. Persamaan reaksinya:

$$NH_3(g) + BF_3(g) \longrightarrow H_3N{-}BF_3(s)$$



Dalam reaksi tersebut, BF_3 bertindak sebagai akspetor pasangan elektron bebas (asam) dan NH_3 sebagai donor pasangan elektron bebas (basa).

Contoh 6.14

Asam Basa Lewis

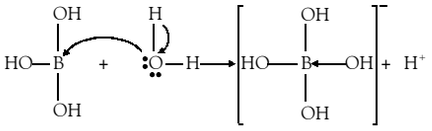
Pada reaksi berikut, tentukan asam dan basa menurut Lewis.

$B(OH)_3(s) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons B(OH)_4^-(aq) + H^+(aq)$

Jawab:

Tuliskan setiap spesi ke dalam bentuk rumus Lewis, kemudian tentukan akseptor dan donor pasangan elektron bebasnya.

Reaksinya adalah



Tes Kompetensi Subbab D

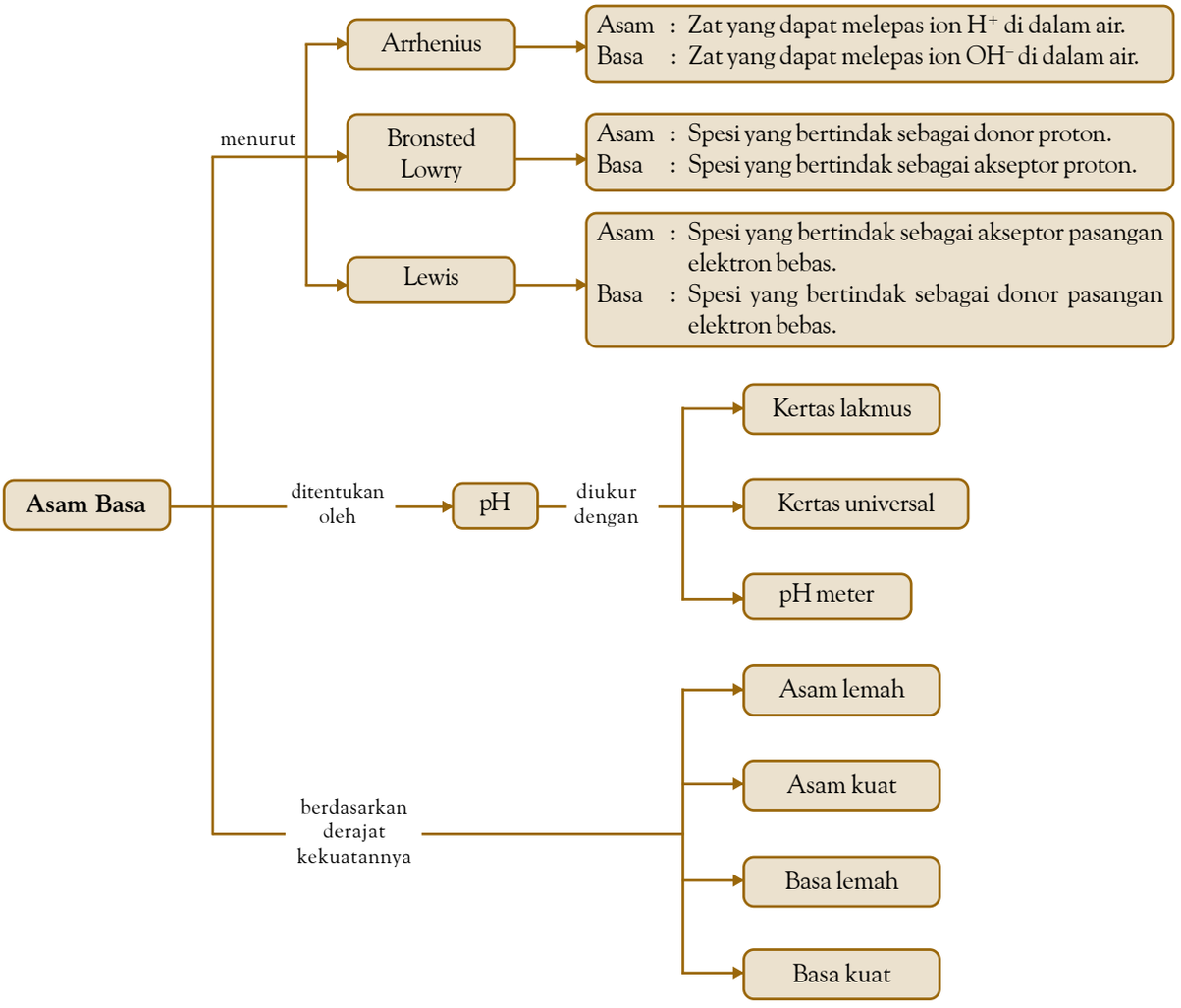
Kerjakanlah dalam buku latihan.

1. Tunjukkan donor dan akseptor proton dalam reaksi berikut.
 a. $OH^- + NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H_2O$
 b. $H_2O + S^{2-} \rightleftharpoons HS^- + OH^-$
 c. $NH_3 + HSO_4^- \rightleftharpoons SO_4^{2-} + NH_4^+$
2. Identifikasi asam sebagai pereaksi dan basa konjugatnya sebagai hasil reaksi pada persamaan berikut.
 a. $HNO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$
 b. $H_3O^+(aq) + HS^-(aq) \rightleftharpoons H_2S(aq) + H_2O(\ell)$
 c. $HF(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + F^-(aq)$
3. Pada reaksi asam tetrafluoroborat (HBF_4) dan ion asetat (CH_3COO^-) terbentuk ion tetrafluoroborat, BF_4^- dan asam asetat. Persamaannya:
 $HBF_4 + CH_3COO^- \longrightarrow BF_4^- + CH_3COOH$
 Manakah basa yang lebih lemah, BF_4^- atau CH_3COO^-?
4. Pada reaksi manakah HSO_4^- berperan sebagai asam dan sebagai basa?
 a. $H_2SO_4 + NH_3 \rightleftharpoons HSO_4^- + NH_4^+$
 b. $SO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HSO_4^- + OH^-$
5. Pada reaksi asam-basa berikut, identifikasi spesi manakah yang tergolong asam dan basa menurut Lewis?
 a. $SO_3(g) + (C_2H_5)_2O(\ell) \longrightarrow (C_2H_5)_2OSO_3(\ell)$
 b. $SiF_4(g) + 2F^-(aq) \longrightarrow [SiF_6]^{2-}$
 c. $HCl(g) + NH_3(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$
 d. $H_2O(\ell) + H_2O(\ell) \longrightarrow H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$

Rangkuman

1. Menurut teori Arrhenius, asam adalah zat yang di dalam larutan air dapat melepaskan ion H^+, sedangkan basa adalah zat yang di dalam larutan air dapat melepaskan ion OH^-.
2. Konsentrasi H^+ dan OH^- dalam larutan dinyatakan dengan pH dan pOH, dengan rumus:
 $pH = -\log [H^+]$ dan $pOH = -\log [OH^-]$.
3. Hubungan pH dan pOH dinyatakan melalui tetapan ionisasi air, yaitu:
 $pK_w = pH + pOH = 14$.
4. Asam dan basa kuat adalah asam basa yang terionisasi sempurna di dalam air: Konsentrasi H^+ atau OH^- dalam larutan asam-basa kuat sama dengan konsentrasi asam dan basa semula:
 $[H^+] = [HX]$ dan $[OH^-] = [MOH]$
5. Asam dan basa lemah terionisasi sebagian di dalam air dan membentuk kesetimbangan. Tetapan kesetimbangan ionisasinya sebagai berikut.
 $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$ dan $K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$
6. Konsentrasi H^+ dan OH^- dalam larutan asam dan basa lemah sesuai rumus berikut.
 $[H^+] = \sqrt{K_a \times C}$ dan $[OH^-] = \sqrt{K_b \times C}$
7. Kekuatan ionisasi asam basa dinyatakan dengan derajat ionisasi (α), dirumuskan sebagai berikut.
 $\alpha = \frac{(\text{Jumlah zat yang terionisasi})}{(\text{Jumlah zat mula} - \text{mula})} \times 100\%$
8. Hubungan derajat ionisasi dan tetapan ionisasi asam dan basa lemah dinyatakan dengan persamaan:
 $K_a = C\frac{\alpha^2}{1-\alpha}$ dan $K_b = C\frac{\alpha^2}{1-\alpha}$
9. Asam poliprotik adalah asam yang dapat melepaskan lebih dari satu proton dan terionisasi secara bertahap.
10. Menurut Bronsted-Lowry, asam adalah zat yang bertindak sebagai donor proton, sedangkan basa adalah sebagai akseptor proton.
11. Bronsted-Lowry juga menyatakan bahwa pasangan asam basa yang terlibat dalam transfer proton dinamakan pasangan konjugat asam basa.
12. Menurut Lewis, asam adalah spesi yang bertindak selaku akseptor pasangan elektron bebas, sedangkan basa selaku donor pasangan elektron bebas membentuk ikatan kovalen koordinasi.

Peta Konsep



Refleksi

Pada bab ini Anda telah memahami teori-teori asam basa, baik menurut Arrhenius, Bronsted–Lowry, maupun Lewis. Anda juga telah memahami cara penentuan asam atau basa baik secara kuantitatif dan kualitatif. Penentuan sifat asam atau basa secara kuantitatif, antara lain dengan menggunakan pH meter. Adapun penentuan sifat asam atau basa secara kuantitatif dengan cara menghitung pH larutan asam atau basa menggunakan data konsentrasi. Dengan demikian, Anda dapat menyimpulkan hubungan antara besarnya harga pH dengan kekuatan asam atau basa, serta menghubungkan kekuatan asam, atau basa dengan derajat ionisasi dan tetapan ionisasi.

Bagaimanakah manfaat lain dari mempelajari Bab Asam Basa ini menurut pemahaman Anda?

Evaluasi Kompetensi Bab 6

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Di antara pernyataan berikut, manakah definisi asam menurut Arrhenius?
 A. asam memiliki atom hidrogen
 B. asam memiliki atom oksigen
 C. asam melepaskan gugus hidroksil
 D. asam adalah donor proton
 E. asam melepaskan ion hidrogen
2. Di antara senyawa berikut yang tergolong basa menurut Arrhenius adalah
 A. $SO_2(OH)_2$
 B. HCLO
 C. KCLO
 D. $MG(OH)_2$
 E. CH_3COOH
3. Ion-ion OH^- akan terbentuk di dalam air dengan melarutkan zat
 A. HCl
 B. KNO_3
 C. NH_4Cl
 D. H_2SO_4
 E. NH_3
4. Di antara senyawa berikut, manakah yang dalam air bersifat netral?
 A. $HClO_3$
 B. KNO_3
 C. $Ba(OH)_2$
 D. H_2SO_4
 E. NH_3
5. Definisi dari Kekuatan asam adalah
 A. kepekatan asam dalam larutan
 B. kelimpahan asam dalam larutan
 C. memiliki daya hantar listrik kuat
 D. kemolaran asam yang tinggi
 E. kemampuan ionisasi asam dalam larutan
6. Definisi dari derajat ionisasi adalah
 A. kemampuan bereaksi membentuk ion-ion
 B. kepekatan asam di dalam larutan
 C. kemampuan menghantarkan arus listrik
 D. kemampuan terionisasi dalam larutan
 E. jumlah mol zat dalam larutan
7. Di antara pasangan berikut yang merupakan contoh yang tepat untuk asam kuat dan asam lemah adalah

	Asam Lemah	Asam Kuat
A.	Asam sitrat	Asam sulfat
B.	Asam klorida	Asam oksalat
C.	Asam tartrat	Asam etanoat
D.	Asam sitrat	Asam etanoat
E.	Asam nitrat	Asam sulfat

8. Suatu gas dilarutkan ke dalam air membentuk larutan yang dapat mengubah warna lakmus merah menjadi biru. Gas tersebut adalah
 A. SO_2 D. NH_3
 B. H_2S E. HCl
 C. CO_2
9. Di antara larutan asam berikut, yang memiliki konsentrasi ion H^+ terbanyak adalah
 A. 1,2 liter HCl 1 M
 B. 1,0 liter CH_3COOH 1 M
 C. 0,9 liter $C_2H_4O_2$ 1 M
 D. 0,8 liter H_2SO_4 1 M
 E. 0,7 liter HNO_3 1 M
10. Di dalam 100 mL larutan CH_3COOH 0,1 M konsentrasi molar ion H^+nya adalah
 K_a $CH_3COOH = 1{,}75 \times 10^{-5}$.
 A. $1{,}3 \times 10^{-2}$ M D. $1{,}3 \times 10^{-5}$ M
 B. $1{,}3 \times 10^{-3}$ M E. $1{,}3 \times 10^{-6}$ M
 C. $1{,}3 \times 10^{-4}$ M
11. **UMPTN 1995/C**:
 Konsentrasi H_3O^+ dalam larutan $Ba(OH)_2$ 0,05 M, yaitu
 A. 1×10^{-13} M D. 2×10^{-15} M
 B. 5×10^{-10} M E. 5×10^{-2} M
 C. 1×10^{-5} M
12. **UMPTN 1994/A**:
 Konsentrasi ion H^+ dalam larutan HF 0,01 M yang terionisasi sebanyak 20% adalah
 A. 0,002 M D. 0,012 M
 B. 0,008 M E. 0,200 M
 C. 0,010 M
13. **UMPTN 2000/C**:
 Asam lemah HA 0,1 M terurai dalam air sebanyak 2%. Tetapan ionisasi asam lemah adalah
 A. 2×10^{-3} D. 4×10^{-4}
 B. 4×10^{-3} E. 4×10^{-5}
 C. 2×10^{-4}
14. Persamaan yang dapat digunakan untuk menentukan derajat keasaman adalah
 A. $pH = \log [H^+]$
 B. $pH = pK_w - pOH$
 C. $pH = -\log [OH^-]$
 D. $pH = -\log$ [asam]
 E. $pH = pK_w$
15. Satu mililiter larutan NaOH 1 M ditambahkan ke dalam 1 liter air. pH larutan tersebut adalah
 A. 3 D. 9
 B. 5 E. 11
 C. 7

16. Jika 1 L larutan HCl 0,1 M diencerkan sampai 10 L, pH larutan akan
A. tidak berubah
B. lebih kecil dari 1
C. lebih besar dari 2
D. berubah dari 1menjadi 0
E. berubah dari 1 menjadi 2

17. Jika kertas indikator universal yang basah diuji dengan gas amonia, warna indikator akan menunjukkan nilai pH
A. 1 D. 9
B. 3 E. 12
C. 7

18. **UMPTN 1996/A**:
Asam asetat dilarutkan dalam air sehingga konsentrasinya 0,1 M. Apabila diketahui a = 0,01, besarnya konsentrasi $[H^+]$ pada larutan ini adalah
A. 10^{-1} M D. 10^{-4} M
B. 10^{-2} M E. 10^{-5} M
C. 10^{-3} M

19. Berdasarkan percobaan menunjukkan bahwa amonia tergolong basa sebab
A. memiliki unsur hidrogen dan nitrogen
B. larut baik dalam air
C. memiliki gugus OH^- dalam larutannya
D. memiliki satu pasang elektron valensi untuk didonorkan
E. dapat melepaskan atom hidrogen membentuk NH_2^- dan H^+

20. Di antara senyawa berikut yang memiliki pH terendah adalah
A. $HClO_4$ 2,0 M
B. H_3PO_4 0,2 M
C. CH_3COOH 0,2 M
D. H_2SO_4 0,2 M
E. HCl 0,02 M

21. Larutan dengan pH = 12 dibuat dengan cara melarutkan *x* gram NaOH (M_r =40) dalam air sampai 500 mL. Besarnya *x* adalah
A. 4,0 D. 0,4
B. 2,0 E. 0,2
C. 1,0

22. Suatu asam lemah HA 0,01 M mempunyai pH 3,5. Tetapan asam lemah tersebut adalah
A. 5×10^{-8} D. 2×10^{-3}
B. 1×10^{-7} E. $9{,}98 \times 10^{-6}$
C. 1×10^{-5}

23. Larutan HCl 0,5 M dijenuhkan dengan H_2S ($K_a\, H_2S = 1{,}0 \times 10^{-7}$). Nilai pH untuk larutan tersebut adalah
A. 0,3 D. 3,6
B. 0,5 E. 4,0
C. 1,5

24. pH larutan asam etanoat 0,01 M yang terionisasi sebanyak 4% adalah
A. 2,0 D. 2,4
B. 0,6 E. 3,4
C. 1,6

25. Lambang $K_b(HS^-)$ adalah tetapan kesetimbangan ionisasi untuk reaksi
A. $HS^- + OH^- \rightleftharpoons S^{2-} + H_2O$
B. $HS^- + H_2O \rightleftharpoons H_2S + OH^-$
C. $HS^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + S^{2-}$
D. $HS^- + H_3O^+ \rightleftharpoons H_2S + H_2O$
E. $HS^- + CH_3COOH \rightleftharpoons H_2S + CH_3COO^-$

26. Asam fosfat adalah asam poliprotik dengan $K_{a1} = 7{,}5\times10^{-3}$; $K_{a2} = 6{,}2\times10^{-8}$; $K_{a3} = 4{,}8\times10^{-13}$. pH larutan H_3PO_4 0,1 M adalah
A. 1,0 D. 1,6
B. 2,0 E. 3,3
C. 2,6

27. Di antara asam berikut yang paling kuat adalah
A. HClO D. HBrO
B. HIO_3 E. HIO_4
C. $HClO_4$

28. Di antara reaksi berikut, spesi yang dicetak tebal yang bertindak sebagai basa adalah
A. $HNO_3 + \mathbf{HSO_4^-} \rightleftharpoons H_2NO_3^+ + SO_4^{2-}$
B. $\mathbf{HCO_3^-} + H_2PO_4^- \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + CO_2 + H_2O$
C. $CH_3COOH + \mathbf{HNO_3} \rightleftharpoons CH_3COOH_2 + NO_3^-$
D. $HCl + \mathbf{HBr} \rightleftharpoons H_2Cl^+ + Br^-$
E. $HSO_4^- + \mathbf{H_3O^+} \rightleftharpoons H_2SO_4 + H_2O$

29. **Ebtanas 2000**:
Diketahui reaksi:
$HCOOH + HNO_2 \rightleftharpoons HCOOH_2^+ + NO_2^-$
Pasangan asam-basa konjugatnya adalah
A. HNO_2 dan NO_2^-
B. HCOOH dan NO_2^-
C. HCOOH dan HNO_2
D. NO_2^- dan $HCOOH_2^+$
E. HCOOH dan $HCOOH_2^+$

30. **UMPTN 1997/A**:
Pada pelarutan NH_3 terjadi reaksi berikut:
$NH_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
Pasangan asam basa konjugatnya adalah
A. NH_3 dan H_2O D. H_2O dan NH_4^+
B. NH_4^+ dan OH^- E. H_2O dan OH^-
C. NH_3 dan OH^-

31. Basa konjugat dari CH_3OH adalah
A. OH^- D. CH_4
B. CH_3O^- E. O^{2-}
C. H_2O

32. Ion dihidrogen fosfat, $H_2PO_4^-$ adalah asam lemah. Basa konjugatnya adalah
A. H_3PO_4 D. PO_4^{3-}
B. $H_2PO_4^-$ E. $H_2PO_3^-$
C. HPO_4^{2-}

33. **UMPTN 1999:**
Menurut teori Bronsted-Lowry, H_2O pada reaksi berikut yang bertindak sebagai basa, yaitu
A. $H_2O + H_2SO_4 \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_4^-$
B. $H_2O + CO_3^{2-} \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$
C. $H_2O + CO_2 \rightleftharpoons H_2CO_3$
D. $H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
E. $H_2O + HSO_4^- \rightleftharpoons OH^- + H_2SO_4$

34. Di antara spesi berikut bertindak sebagai basa Lewis, *kecuali*
A. H_2O D. NO_2^+
B. NH_3 E. PCl_3
C. CN^-

35. Spesi berikut yang berperan sebagai asam Lewis adalah
A. H_2O D. I^+
B. NH_3 E. PCl_3
C. CN^-

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Jelaskan bagaimana membedakan asam dan basa. Berikan contoh zat dari kehidupan sehari-hari yang cocok dengan kategori itu.
2. Nilai K_w merupakan fungsi suhu seperti berikut.

Suhu (°C)	K_w
0	$1{,}14 \times 10^{-15}$
25	$1{,}00 \times 10^{-14}$
35	$2{,}09 \times 10^{-14}$
40	$2{,}92 \times 10^{-14}$
50	$5{,}47 \times 10^{-14}$

a. Apakah ionisasi air termasuk eksoterm atau endoterm?
b. Berapa pH air murni pada 50°C?
c. Berapa pH larutan netral pada 37°C?

3. Larutan sampo pada 25°C memiliki konsentrasi ion hidroksida $1{,}5 \times 10^{-9}$ M. Apakah larutan ini asam, basa, atau netral?
4. Kodein adalah turunan morfin dan digunakan sebagai analgesik atau antitusif. Kodein banyak digunakan dalam sirup obat batuk, tetapi harus dengan resep dokter sebab bersifat candu. Rumus kodein adalah $C_{18}H_{21}NO_3$ dan $pK_a = 6{,}05$. Hitung pH 10 mL larutan yang mengandung kodein 5,0 mg?
5. Asam *p*–aminobenzoid, $C_6H_4NH_2COOH$ atau PABA digunakan dalam beberapa zat tabir sinar matahari. Hitung konsentrasi ion hidrogen dan ion *p*–aminobenzoid dalam larutan asam 0,05 M. Nilai K_a (PABA) $= 2{,}2 \times 10^{-5}$.
6. Asam barbiturat, $HC_4H_3N_2O_3$ digunakan untuk membuat berbagai minuman barbiturat (digunakan sebagai sedatif). Hitung konsentrasi ion H^+ dan ion barbiturat dalam larutan asam 0,2 M, lalu hitunglah berapa pH-nya. Nilai K_a ($HC_4H_3N_2O_3$) $= 9{,}8 \times 10^{-5}$.
7. Desinfektan pertama yang digunakan oleh Joseph Lister adalah karbol. Zat ini sekarang dikenal sebagai fenol C_6H_5OH. Hitung konsentrasi ion hidrogen dalam larutan 0,0167 M. Nilai K_b(fenol) $= 1{,}0 \times 10^{-10}$.
8. Asam ftalat ($H_2C_8H_4O_4$) adalah asam diprotik yang digunakan dalam pembuatan indikator fenolftalein. $K_{a1} = 1{,}2 \times 10^{-3}$ dan $K_{a2} = 3{,}9 \times 10^{-6}$.
a. Berapa pH larutan $H_2C_8H_4O_4$ 0,015 M.
b. Berapa konsentrasi ion ftalat, $C_8H_4O_4^{2-}$ dalam larutan?
9. Identifikasi pasangan asam basa konjugat pada reaksi berikut.
a. $HCl(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$
b. $HCO_3^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$
c. $NH_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
d. $CaO(s) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$
10. Ke arah manakah arah reaksi berikut akan terjadi?
a. $NH_4^+ + H_2PO_4^- \rightleftharpoons NH_3 + H_3PO_4$
b. $HCN + HS^- \rightleftharpoons CN^- + H_2S$
c. $HCO_3^- + OH^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_2O$

Bab

7



Sumber: *powerlabs.org*

Titrasi merupakan metode untuk menentukan konsentrasi zat di dalam larutan.

Stoikiometri Larutan dan Titrasi Asam Basa

Hasil yang harus Anda capai:

memahami sifat-sifat larutan asam basa, metode pengukuran, dan terapannya.

Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu:

menghitung banyaknya pereaksi dan hasil reaksi dalam larutan elektrolit dari hasil titrasi asam basa.

Hampir semua reaksi kimia adalah reaksi penetralan asam basa. Reaksi ini menghasilkan air dan suatu garam. Misalnya, jika Anda sakit maag akibat asam lambung berlebih, Anda membutuhkan antasid yang dapat menetralkannya. Sama halnya dengan pH darah manusia yang harus tetap netral (pH = 7). Hal ini dikendalikan oleh adanya reaksi kesetimbangan yang terlibat antara asam basa konjugat (H_2CO_3 dan HCO_3^-).

Bagaimanakah menghitung pH campuran asam basa? Bagaimanakah menentukan suatu reaksi telah mencapai titik setara? Untuk menjawab pertanyaan itu, Anda harus mengetahui berapa konsentrasi ion-ion dari masing-masing pereaksi.

Perhitungan kimia dalam larutan melibatkan konsentrasi molar ion-ion dalam larutan dapat ditentukan melalui teknik titrasi. Titrasi asam basa merupakan salah satu jenis dari titrasi. Bagaimanakah metode pengukurannya? Kemudian, bagaimanakah penerapannya? Anda akan menemukan jawabannya setelah mempelajari bab ini.

A. Reaksi dalam Larutan
B. Titrasi Asam Basa

Tes Kompetensi Awal

1. Apakah yang Anda ketahui tentang titrasi asam basa?
2. Bagaimanakah menentukan derajat keasaman?
3. Apakah yang dimaksud pH? Bagaimanakah hubungannya dengan konsentrasi molar?

A. Reaksi dalam Larutan

Hampir sebagian besar reaksi-reaksi kimia berlangsung dalam larutan. Ada tiga ciri reaksi yang berlangsung dalam larutan, yaitu terbentuk *endapan, gas, dan penetralan muatan listrik*. Ketiga reaksi tersebut umumnya tergolong *reaksi metatesis* yang melibatkan ion-ion dalam larutan. Oleh karena itu, Anda perlu mengetahui lebih jauh tentang ion-ion dalam larutan.

1. Persamaan Ion dan Molekul

Selama ini, Anda menuliskan reaksi-reaksi kimia di dalam larutan dalam bentuk molekuler. Contoh, reaksi antara natrium karbonat dan kalsium hidroksida. Persamaan reaksinya:

$$Na_2CO_3(aq) + Ca(OH)_2(aq) \longrightarrow 2NaOH(aq) + CaCO_3(s)$$

Kata Kunci

- Persamaan molekuler
- Persamaan ion
- Reaksi pengendapan
- Reaksi pembentukan gas

Persamaan reaksi ini disebut *persamaan molekuler* sebab zat-zat yang bereaksi ditulis dalam bentuk molekul. Persamaan molekul tidak memberikan petunjuk bahwa reaksi itu melibatkan ion-ion dalam larutan, padahal $Ca(OH)_2$ dan Na_2CO_3 di dalam air berupa ion-ion.

Ion-ion yang terlibat dalam reaksi tersebut adalah ion Ca^{2+} dan ion OH^- yang berasal dari $Ca(OH)_2$, serta ion Na^+ dan ion CO_3^{2-} yang berasal dari Na_2CO_3. Persamaan reaksi dalam bentuk ion ditulis sebagai berikut.

$$2Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) + CaCO_3(s)$$

Persamaan ini dinamakan *persamaan ion*, yaitu suatu persamaan reaksi yang melibatkan ion-ion dalam larutan. Petunjuk pengubahan persamaan molekuler menjadi persamaan ion adalah sebagai berikut.

1. Zat-zat ionik, seperti NaCl umumnya ditulis sebagai ion-ion. Ciri zat ionik dalam persamaan reaksi menggunakan fasa (aq).
2. Zat-zat yang tidak larut (endapan) ditulis sebagai rumus senyawa. Ciri dalam persamaan reaksi dinyatakan dengan fasa (s).

Dalam persamaan ionik, ion-ion yang muncul di kedua ruas disebut *ion spektator* (ion penonton), yaitu ion-ion yang tidak turut terlibat dalam reaksi kimia. Ion-ion spektator dapat dihilangkan dari persamaan ion. Contohnya, sebagai berikut.

$$\cancel{2Na^+(aq)} + CO_3^{2-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + \cancel{2OH^-(aq)} \longrightarrow \cancel{2Na^+(aq)} + \cancel{2OH^-(aq)} + CaCO_3(s)$$

Sehingga persamaan dapat ditulis menjadi:

$$Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \longrightarrow CaCO_3(s)$$

Persamaan ini dinamakan *persamaan ion bersih*. Dalam hal ini, ion OH^- dan ion Na^+ tergolong ion-ion spektator.

Contoh 7.1

Penulisan Persamaan Ion Bersih

Tuliskan persamaan ion bersih dari persamaan molekuler berikut.

$$Na_2CO_3(aq) + 2HCl(aq) \longrightarrow 2NaCl(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

Jawab:
Natrium karbonat dalam air terurai membentuk ion-ion Na^+ dan CO_3^{2-}. HCl juga terurai dalam air menjadi ion H^+ dan Cl^-.
Setelah terjadi reaksi, hanya NaCl yang tetap berada dalam bentuk ion-ion, yaitu Na^+ dan Cl^-, sedangkan yang lainnya berupa cairan murni dan gas. Karena Na^+ dan Cl^- tetap sebagai ion, ion-ion ini disebut ion spektator.
Dengan demikian, persamaan ion bersihnya sebagai berikut.

$$H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) \longrightarrow H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

a. Reaksi Pengendapan

Reaksi dalam larutan tergolong reaksi pengendapan jika salah satu produk reaksi tidak larut di dalam air. Contoh zat yang tidak larut di dalam air, yaitu $CaCO_3$ dan $BaCO_3$.

Untuk mengetahui kelarutan suatu zat diperlukan pengetahuan empirik sebagai hasil pengukuran terhadap berbagai zat. Perhatikanlah reaksi antara kalsium klorida dan natrium fosfat berikut.

$$3CaCl_2 + 2Na_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6NaCl$$

NaCl akan larut di dalam air, sedangkan $Ca_3(PO_4)_2$ tidak larut. Senyawa-senyawa fosfat sebagian besar larut dalam air, kecuali senyawa fosfat dari natrium, kalium, dan amonium. Oleh karena itu, persamaan reaksi dapat ditulis sebagai berikut.

$$3CaCl_2(aq) + 2Na_3PO_4(aq) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + 6NaCl(aq)$$

Dengan menghilangkan ion-ion spektator dalam persamaan reaksi itu, perasamaan ion bersih dari reaksi dapat diperoleh.

$$3Ca^{2+}(aq) + 2PO_4^{3-}(aq) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s)$$

Contoh 7.2

Meramalkan Reaksi Pembentukan Endapan

Tuliskan persamaan molekuler dan persamaan ion bersih dari reaksi berikut.

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 3Na_2SO_4$$

Jawab:
Menurut data empirik diketahui aluminium sulfat larut, sedangkan aluminium hidroksida tidak larut. Oleh karena itu, reaksi pengendapan akan terjadi.

$$Al_2(SO_4)_3(aq) + 6NaOH(aq) \longrightarrow 2Al(OH)_3(s) + 3Na_2SO_4(aq)$$

Untuk memperoleh persamaan ion bersih, tuliskan zat yang larut sebagai ion-ion dan ion-ion spektator diabaikan.

$$2Al^{3+}(a\) + 3\cancel{SO_4^{2-}}(aq) + 6\cancel{Na^+}(aq) + 6OH^-(aq) \rightarrow 2Al(OH)_3(s) + 6\cancel{Na^+}(aq) + 3\cancel{SO_4^{2-}}(aq)$$

Jadi, persamaan ion bersihnya sebagai berikut.

$$Al^{3+}(aq) + 3OH^-(aq) \longrightarrow Al(OH)_3(s)$$

b. Reaksi Pembentukan Gas

Reaksi kimia dalam larutan, selain dapat membentuk endapan juga ada yang menghasilkan gas. Misalnya, reaksi antara natrium dan asam klorida membentuk gas hidrogen. Persamaan reaksinya:

$$Na(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow 2NaCl(aq) + H_2(g)$$

Beberapa reaksi yang menghasilkan gas disajikan pada tabel berikut.

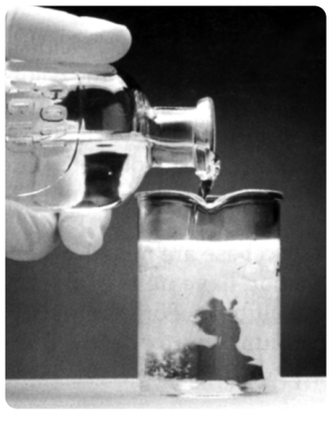
Mahir Menjawab

Reaksi antara reaksi $Pb(NO_3)_2$ dan H_2SO_4 dalam larutan paling tepat diberikan oleh persamaan

A. $Pb(NO_3)_2(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow PbSO_4(aq) + 2NO_3^-(aq)$
B. $Pb(NO_3)_2(aq) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow PbSO_4(s) + 2HNO_3(aq)$
C. $Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2}(aq) \longrightarrow PbSO_4(s)$
D. $Pb^{2+}(aq) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow PbSO_4(s) + 2H^+(aq)$
E. $Pb(NO_3)_2(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow PbSO_4(s) + 2NO_3^-(aq)$

Pembahasan
$Pb(NO_3)_2(aq) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow PbSO_4(s) + 2HNO_3(aq)$
Reaksi ionnya adalah
$Pb^{2+}(aq) + \cancel{2NO_3^-}(aq) + \cancel{2H^+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow PbSO_4(s) + \cancel{2H^+}(aq) + \cancel{2NO_3^-}(aq)$
atau $Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow PbSO_4(s)$
Jadi, jawabannya (C).

UMPTN 2001



Sumber: *Chemistry (McMurry),* 2001

Gambar 7.1
$MgCl_2$ akan mengendap jika $Mg(NO_3)_2$ direaksikan dengan HCl.

Tabel 7.1 Beberapa Contoh Reaksi yang Menghasilkan Gas

Jenis Gas	Contoh Reaksi
CO_2	$Na_2CO_3(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$
H_2S	$Na_2S(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + H_2S(g)$
SO_2	$Na_2SO_3(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + H_2O(\ell) + SO_2(g)$

Kata Kunci

- Reaksi penetralan asam basa (penggaraman)

Contoh 7.3

Reaksi Kimia yang Menghasilkan Gas

Tuliskan persamaan molekuler dan persamaan ionik untuk reaksi seng sulfida dan asam klorida.

Jawab:

Reaksi metatesisnya sebagai berikut.

$ZnS(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow ZnCl_2(aq) + H_2S(g)$

Dari data kelarutan diketahui bahwa ZnS tidak larut dalam air, sedangkan $ZnCl_2$ larut. Dengan demikian, persamaan ionnya sebagai berikut.

$ZnS(s) + 2H^+(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2S(g)$

Untuk mengetahui reaksi kimia yang terjadi dalam larutan, Anda dapat melakukan kegiatan berikut.

Aktivitas Kimia 7.1

Reaksi Kimia dalam Larutan

Tujuan

Mengamati perubahan reaksi dalam larutan.

Alat

1. Tabung reaksi
2. Pipet tetes

Bahan

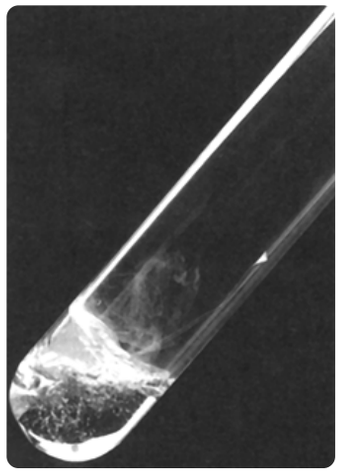
1. Larutan $CuSO_4$ 0,1 M
2. Larutan NaOH 0,1 M
3. Larutan NH_3 0,5 M
4. Larutan HCl 0,5 M
5. Serbuk Na_2CO_3
6. Metanol
7. H_2SO_4 pekat
8. $KMnO_4$

Langkah Kerja

1. Masukkan larutan $CuSO_4$ 0,1 M ke dalam tabung reaksi yang berisi larutan NaOH 0,1 M. Amati perubahan yang terjadi.
2. Masukkan larutan NH_3 0,1 M tetes demi tetes ke dalam larutan yang berisi larutan $CuSO_4$ 0,1 M. Amati perubahan yang terjadi.
3. Masukkan serbuk Na_2CO_3 ke dalam tabung reaksi yang berisi larutan HCl 0,5 M. Amati perubahan yang terjadi.
4. Masukkan H_2SO_4 pekat dengan cara mengalirkan tetesannya melalui dinding tabung reaksi yang berisi metanol secara hati-hati sampai terbentuk dua lapisan (jangan dikocok), kemudian tambahkan beberapa butir $KMnO_4$. Amati perubahan yang terjadi.

Pertanyaan

1. Tuliskan persamaan reaksi yang terjadi dalam bentuk molekuler dan persamaan ion bersihnya.
2. Apakah yang dapat Anda simpulkan dari percobaan tersebut. Diskusikan dengan teman-teman Anda?



Sumber: *Introductory Chemistry*, 1997

Gambar 7.2
Reaksi Mg dengan asam sulfat merupakan reaksi kimia yang menghasilkan gas.

2. Reaksi Penetralan Asam Basa

Apa yang terjadi jika asam direaksikan dengan basa? Untuk mengetahui hal ini, lakukanlah percobaan berikut.

Aktivitas Kimia 7.2

Reaksi Penetralan Asam Basa

Tujuan

Mengamati reaksi penetralan asam basa.

Alat

1. Indikator universal
2. Gelas kimia

Bahan

1. 25 mL HCl 0,1 M
2. 25 mL NaOH 0,1 M

Langkah Kerja

1. Tentukan pH 25 mL HCl 0,1 M yang disimpan dalam gelas kimia 1 dengan menggunakan indikator universal.
2. Tentukan pH 25 mL NaOH 0,1 M yang disimpan dalam gelas kimia 2 dengan menggunakan indikator universal.
3. Campurkan kedua larutan tersebut dan kocok. Ukurlah kembali pH larutan yang telah dicampurkan.

Pertanyaan

1. Tuliskan persamaan reaksi yang terjadi dalam bentuk molekuler dan persamaan ion bersihnya.
2. Berapakah pH larutan masing-masing larutan?
3. Apakah pH campuran mendekati nilai 7 (pH netral)?

Di dalam air, asam kuat terurai membentuk ion H^+ dan ion sisa asam. Keberadaan ion H^+ dalam larutan asam ditunjukkan oleh nilai pH yang rendah ($pH = -\log [H^+] < 7$).

Dalam larutan basa akan terbentuk ion OH^- dan ion sisa basa. Keberadaan ion OH^- dalam larutan basa ditunjukkan oleh nilai pH yang tinggi ($pH = 14 - pOH > 7$).

Jika larutan asam dan basa dicampurkan akan terjadi reaksi penetralan ion H^+ dan OH^-. Bukti terjadinya reaksi penetralan ini ditunjukkan oleh nilai H mendekati 7 ($pH \approx 7$).

Nilai $pH \approx 7$ menunjukkan tidak ada lagi ion H^+ dari asam dan ion OH^- dari basa selain ion H^+ dan OH^- hasil ionisasi air. Dengan demikian, pada dasarnya reaksi asam basa adalah reaksi penetralan ion H^+ dan OH^-. Persamaan reaksi molekulernya:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(\ell)$$

Persamaan reaksi ionnya:

$$H^+(aq) + Cl^-(aq) + Na^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + Cl(aq) + H_2O(\ell)$$

Persamaan ion bersihnya:

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(\ell)$$

Reaksi asam basa disebut juga *reaksi penggaraman* sebab dalam reaksi asam basa selalu dihasilkan garam. Pada reaksi HCl dan NaOH dihasilkan garam dapur (NaCl).

Beberapa contoh reaksi penetralan asam basa atau reaksi pembentukan garam sebagai berikut.

a. $H_2SO_4(aq) + Mg(OH)_2(aq) \longrightarrow MgSO_4(aq) + 2H_2O(\ell)$
b. $HNO_3(aq) + Ca(OH)_2(aq) \longrightarrow Ca(NO_3)_2(aq) + H_2O(\ell)$
c. $HCl(aq) + NH_4OH(aq) \longrightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(\ell)$

Sekilas Kimia

Serat sebagai Suplemen Diet

Anda tentu pernah mengonsumsi tahu atau tempe bukan? Namun, tahukah Anda baru-baru ini hasil penelitian menunjukkan bahwa air sisa pembuatan tahu dan tempe mengandung bakteri asam asetat yang dapat menghasilkan serat. Serat merupakan komponen yang sangat baik bagi kesehatan terutama dalam saluran pencernaan dan proses metabolisme. Kelebihan serat dari bakteri ini adalah memiliki sifat fisika dan kimia yang relatif tetap dan dapat diproduksi dalam jumlah besar tanpa bergantung pada musim. Selain itu, biaya produksinya rendah.

Proses pembuatan serat menggunakan *media yang bersifat asam*. Sumber karbon yang berlebih dan keasaman media memungkinkan bakteri membentuk lapisan *Nata de Soya* (suplemen diet). Akan tetapi, pada pasca panen serat ini memerlukan perlakuan *basa* untuk meningkatkan kekerasannya setelah dilakukan perendaman.

Sumber: *www.iptek.net.id*

Kegiatan Inkuiri

Mengapa semua reaksi penetralan atau reaksi penggaraman tidak selalu menghasilkan nilai pH = 7? Jelaskan.

3. Perhitungan Kuantitatif Reaksi dalam Larutan

Perhitungan kuantitatif reaksi-reaksi kimia dalam larutan umumnya melibatkan konsentrasi molar dan pH. Hal-hal yang perlu diketahui dalam mempelajari stoikiometri larutan adalah apa yang diketahui dan yang ditanyakan, kemudian diselesaikan dengan empat langkah berikut.

1. Tuliskan persamaan reaksi setara.
2. Ubah besaran yang diketahui ke satuan mol.
3. Gunakan perbandingan koefisien dari persamaan kimia setara untuk menentukan besaran yang tidak diketahui dalam mol.
4. Ubah satuan mol ke dalam besaran yang ditanyakan.

Contoh 7.4

Menentukan olume Pereaksi

Berapa mililiter NaOH 0,25 M harus ditambahkan agar bereaksi sempurna dengan 25 mL H_2SO_4 0,1 M.

Jawab:

Tahap 1: Tuliskan persamaan kimia.

$H_2SO_4(aq) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + 2H_2O(\ell)$

Tahap 2: Ubah besaran yang diketahui ke dalam satuan mol.

$$\frac{0{,}1\,\text{mol}}{1.000\,\text{mL}} \times 25\,\text{mL}\ H_2SO_4 = 2{,}5 \times 10^{-3}\,\text{mol}\ H_2SO_4$$

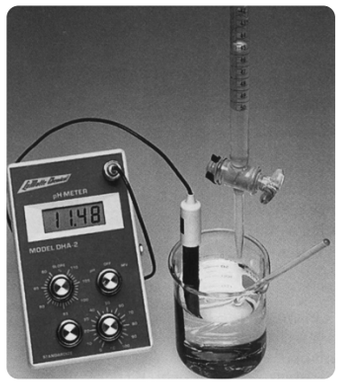
Tahap 3:Tentukan rasio stoikiometri (RS) reaksi untuk menentukan jumlah mol yang dicari.

$$\frac{2\,\text{mol NaOH}}{1\,\text{mol}\ H_2SO_4} \times 2{,}5 \times 10^{-3}\,\text{mol}\ H_2SO_4 = 5 \times 10^{-3}\,\text{mol NaOH}$$

Tahap 4: Ubah satuan mol ke dalam satuan yang ditanyakan.

$$\text{olume NaOH} = \frac{5 \times 10^{-3}\,\text{mol NaOH}}{0{,}25\,\text{mol NaOH}} \times 1.000\,\text{mL larutan} = 20\,\text{mL}$$

Jadi, volume NaOH 0,25 M yang harus ditambahkan adalah 20 mL.



Sumber: *Chemistry (McMurry)*, 2001

Gambar 7.3
pH meter dapat digunakan secara langsung pada saat melakukan titrasi asam basa.

Contoh 7.5

Menentukan Berat Hasil Reaksi

Jika 25 mL larutan $BaCl_2$ 0,1 M direaksikan dengan 25 mL larutan Na_2SO_4 0,25 M, berapakah massa $BaSO_4$ yang diendapkan?

Jawab:

Tahap 1: Tuliskan persamaan kimia.

$BaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(aq)$

Tahap 2–3: Ubah konsentrasi masing-masing pereaksi ke dalam satuan mol, tentukan pereaksi pembatas, tentukan nilai RS, dan hitung jumlah mol $BaSO_4$.

Jumlah mol $BaCl_2$:

$$\frac{25\,mL}{1.000\,mL} \times 0{,}1\ mol\ BaCl_2 = 2{,}5 \times 10^{-3}\ mol$$

Jumlah mol Na_2SO_4:

$$\frac{25\,mL}{1.000\,mL} \times 0{,}25\ mol\ Na_2SO_4 = 6{,}25 \times 10^{-3}\ mol$$

Jumlah mol pereaksi paling sedikit menjadi pereaksi pembatas. Dalam reaksi ini adalah $BaCl_2$. Oleh karena itu, jumlah mol $BaSO_4$ ditentukan oleh $BaCl_2$.

Jumlah mol $BaSO_4$ = RS × mol $BaCl_2$

$$\frac{1\ mol\ BaSO_4}{1\ mol\ BaCl_2} \times 2{,}5 \times 10^{-3}\ mol\ BaCl_2 = 2{,}5 \times 10^{-3}\ mol$$

Tahap 4: Hitung massa $BaSO_4$ yang terbentuk

Massa molar $BaSO_4 = 233\ g\ mol^{-1}$

Massa $BaSO_4 = 233\ g\ mol^{-1} \times 2{,}5 \times 10^{-3}\ mol = 0{,}58\ g$

Jadi, massa $BaSO_4$ yang terbentuk adalah 0,58 g

4. Perhitungan pH Campuran

Jika larutan asam atau basa dicampurkan dengan larutan asam atau basa yang sejenis atau berbeda jenis maka konsentrasi asam atau basa dalam larutan itu akan berubah. Perubahan konsentrasi ini tentu akan mengubah pH larutan hasil pencampuran. Perhatikan contoh-contoh berikut.

Contoh 7.6

Menghitung pH Campuran Asam yang Sama

Sebanyak 50 mL larutan HCl 0,1 M dicampurkan dengan 100 mL larutan HCl 0,5 M. Berapakah pH larutan sebelum dan sesudah dicampurkan?

Jawab:

pH 50 mL larutan HCl 0,1 M = $-\log [H^+] = 1{,}0$

pH 100 mL larutan HCl 0,5 M = $-\log (0{,}5) = 0{,}3$

Setelah dicampurkan, volume campuran menjadi 150 mL. Jumlah mol HCl dalam campuran sebagai berikut.

$50\ mL \times 0{,}1\ mmol\ mL^{-1}\ HCl = 5\ mmol$

$100\ mL \times 0{,}5\ mmol\ mL^{-1}\ HCl = 50\ mmol$

Konsentrasi molar HCl dalam campuran $= \frac{55\,mmol}{150\,mL} = 0{,}367\ M$

Jadi, pH campuran = $-\log [0{,}367] = 0{,}44$

Pencampuran larutan asam dan basa akan membentuk reaksi penetralan. Jika jumlah mol asam dan basa dalam campuran itu sama, terjadilah penetralan sempurna sehingga pH larutan sama dengan 7. Tetapi, jika terdapat salah satu pereaksi berlebih, kelebihannya akan menentukan pH larutan hasil pencampuran.

Contoh 7.7

Menghitung pH Campuran Asam dan Basa

Jika 25 mL HCl 0,5 M dicampurkan dengan 50 mL NaOH 0,1M, bagaimanakah pH hasil pencampuran?



Mahir Menjawab

Berapakah pH larutan yang diperoleh dengan mencampurkan 50 mL HNO_3 0,2 M dan 50 mL KOH 0,4 M?

A. 2 D. 10
B. 5 E. 13
C. 7

Pembahasan

Persamaan reaksi:

$HNO_3 + KOH \longrightarrow KNO_3 + H_2O$

mmol awal	10	20	
mmol bereaksi	10	10	10
mmol sisa	0	10	10

Zat tersisa basa kuat $= \frac{10\,mmol}{100\,mL}$

$= 0{,}1\ M\ (pOH = 1)$

maka pH basa kuat adalah

pH = 14 – pOH

= 14 – 1 = 13

Jadi, jawabannya (E).

SPMB 2005



Sekilas Kimia

Reaksi Penetralan di Lambung

Pernahkah Anda sakit maag? Maag terjadi karena kelebihan *asam lambung* (HCl) sehingga lambung terasa sakit. Mengapa? Hal ini terjadi karena dinding lambung mengalami peradangan.

Untuk menetralkan kelebihan asam lambung tersebut digunakan suatu basa yang dinamakan *antasida* sehingga rasa nyeri pada lambung akan berkurang. Contoh suatu antasida di antaranya adalah $Al(OH)_3$, $Mg(OH)_2$, dan $CaCO_3$.

Sumber: *Introductory Chemistry*, 1997

Jawab:
Untuk mengetahui nilai pH campuran asam basa, perlu ditentukan jumlah mol asam atau basa yang berlebih setelah terjadi reaksi penetralan.
$H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(\ell)$
Jumlah mol ion H^+ dalam HCl = 25 mL × 0,5 mmol mL^{-1} = 12,5 mmol
Jumlah mol ion OH^- dalam NaOH = 50 mL × 0,1 mmol mL^{-1} = 5 mmol
Seluruh ion OH^- dinetralkan oleh ion H^+ sehingga sisa ion H^+ dalam larutan sebanyak 7,5 mmol. Karena volume campuran 75 mL maka konsentrasi molar ion H^+ sisa:

$$[H^+] = \frac{7{,}5\,\text{mmol}}{75\,\text{mL}} = 0{,}1\ \text{M}$$

Dengan demikian, pH campuran = –log (0,1) = 1.

Tes Kompetensi Subbab A

Kerjakanlah dalam buku latihan.

1. Tuliskan persamaan ion bersih dari persamaan molekuler berikut.
 a. $Ca(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow CaSO_4(s) + H_2(g)$
 b. $NH_4HSO_4(aq) \longrightarrow NH_3(g) + H_2SO_4(aq)$
 c. $Cu(s) + 2AgNO_3(aq) \longrightarrow 2Ag(s) + Cu(NO_3)_2(aq)$
2. Tuliskan persamaan molekul dan persamaan ion bersih dari reaksi berikut.
 a. $FeCl_3 + NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3 + NaCl$
 b. $Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + NaNO_3$
3. Apakah dalam reaksi berikut akan menghasilkan gas, endapan, atau hanya sebagai ion-ionnya?
 a. $BaCl_2(aq) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow$
 b. $AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \longrightarrow$
 c. $2Na(s) + 2H_2O(\ell) \longrightarrow$
 d. $NaNO_3(aq) + HCl(aq) \longrightarrow$
4. Aluminium bereaksi dengan H_2SO_4 menurut persamaan reaksi berikut.
 $2Al(s) + 3H_2SO_4(aq) \longrightarrow 2Al(SO_4)_3(aq) + 3H_2(g)$
 Jika 20 g aluminium dimasukkan ke dalam 25 mL larutan yang H_2SO_4 0,5 M, berapa gram $Al_2(SO_4)_3$ yang terbentuk?
5. Sebanyak 50 mL HNO_3 65% (ρ = 1,42 g mL^{-1}) diencerkan menjadi 20% (ρ = 1,1 g mL^{-1}). Hitunglah kemolaran HNO_3 pekat dan encer.
6. Sebanyak 385 mL larutan $C_{12}H_{22}O_{11}$ 1,5 M dicampurkan dengan 615 mL larutan $C_{12}H_{22}O_{11}$ 1,25 M. Berapakah kemolaran larutan sukrosa yang terbentuk?
7. Berapakah pH larutan dari hasil pencampuran 75 mL NaOH 0,5 M dan 125 mL $Mg(OH)_2$ 0,5 M?
8. Jika 100 mL CH_3COOH 0,5 M dicampurkan dengan 25 mL HCl 0,1 M, berapakah pH campuran?
9. Berapakah pH larutan hasil pencampuran dari 100 mL HCl 0,5 M dan 50 mL $Ca(OH)_2$ 0,75M?
10. Berapakah pH larutan jika 10 g NaOH dilarutkan ke dalam 250 mL HCl 0,5M?

B. Titrasi Asam Basa

Titrasi adalah suatu metode untuk menentukan konsentrasi zat di dalam larutan. Titrasi dilakukan dengan cara mereaksikan larutan tersebut dengan larutan yang sudah diketahui konsentrasinya. Reaksi dilakukan secara bertahap (tetes demi tetes) hingga tepat mencapai titik stoikiometri atau titik setara. Ada beberapa macam titrasi bergantung pada jenis reaksinya, seperti *titrasi asam basa*, *titrasi permanganometri*, *titrasi argentometri*, dan *titrasi iodometri*. Pada topik berikut akan diuraikan mengenai titrasi asam basa.

1. Indikator Asam Basa

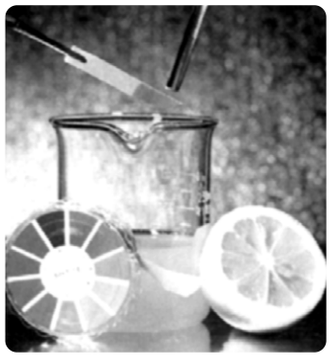
Dalam titrasi asam basa, zat-zat yang bereaksi umumnya tidak berwarna sehingga Anda tidak tahu kapan titik stoikiometri tercapai. Misalnya, larutan HCl dan larutan NaOH, keduanya tidak berwarna dan setelah bereaksi, larutan NaCl yang terbentuk juga tidak berwarna.

Untuk menandai bahwa titik setara pada titrasi telah dicapai digunakan indikator atau penunjuk. Indikator ini harus berubah warna pada saat titik setara tercapai.

Apakah indikator asam basa itu? Indikator asam basa adalah *petunjuk tentang perubahan pH dari suatu larutan asam atau basa*. Indikator bekerja berdasarkan perubahan warna indikator pada rentang pH tertentu.

Anda tentu mengenal kertas lakmus, yaitu salah satu indikator asam basa. Lakmus merah berubah warna menjadi biru jika dicelupkan ke dalam larutan basa. Lakmus biru berubah menjadi merah jika dicelupkan ke dalam larutan asam.

Terdapat beberapa indikator yang memiliki trayek perubahan warna cukup akurat akibat pH larutan berubah, seperti *indikator metil jingga*, *metil merah*, *fenolftalein*, *alizarin kuning*, dan *brom timol biru*. Untuk mengetahui pada pH berapa suatu indikator berubah warna (trayek pH indikator), Anda dapat melakukan percobaan berikut.



Sumber: *Sougou Kagashi*

Gambar 7.4
Indikator universal dipakai pada pengukuran pH air jeruk.

Aktivitas Kimia 7.3

Perubahan Warna Indikator

Tujuan
Mengamati pH suatu indikator berubah warna.

Alat
Tabung reaksi

Bahan
1. Indikator
2. Larutan asam
3. Larutan basa
4. Larutan netral

Langkah Kerja
1. Isilah 14 tabung reaksi dengan larutan pH = 1 sampai pH = 14.
2. Tambahkan 1 tetes indikator (setiap kelompok kerja menggunakan indikator yang berbeda).
3. Amatilah perubahan warna pada larutan dan catatlah pada pH berapa indikator tersebut berubah warna.

Pertanyaan
1. Pada pH berapakah indikator yang Anda gunakan berubah warna?
2. Mengapa suatu indikator akan berubah warna pada pH yang tertentu saja?

Data hasil percobaan ditabulasikan ke dalam bentuk tabel seperti berikut.

Tabel 7.2 Warna pH Hasil Percobaan dengan Beberapa Indikator

Indikator	arna pada pH Rendah	Trayek pH	arna pada pH Tinggi
Brom fenol biru	Kuning	4 – 5,5	Biru
Brom timol biru	Kuning	6 – 8	Biru
Fenolftalein	Takberwarna	8,5 – 10	Merah jambu
Alizarin kuning	Kuning	10 – 12	Merah

Sumber: *General Chemistry*, 1990

Indikator asam basa umumnya berupa molekul organik yang bersifat asam lemah dengan rumus HIn. Indikator memberikan warna tertentu ketika ion H^+ dari larutan asam terikat pada molekul HIn dan berbeda warna ketika ion H^+ dilepaskan dari molekul HIn menjadi In^-.

Salah satu indikator asam basa adalah fenolftalein (PP), indikator ini banyak digunakan karena harganya murah. Indikator PP tidak berwarna dalam bentuk HIn (asam) dan berwarna merah jambu dalam bentuk In^- (basa). Perhatikan struktur fenolftalein berikut.

Catatan *Note*

Kertas lakmus memiliki trayek pH kurang akurat dibandingkan indikator lain. Trayek pH dari kertas lakmus sekitar pH 5 - 9.

pH range of litmus paper is less accurate compare to other indicators. pH range of litmus paper is 5 – 9.

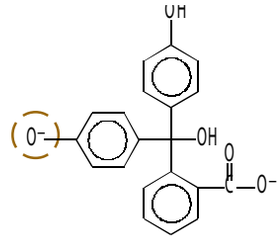
1	Air aki
2	Jus lemon
3	Cuka
4	Air soda
5	Air hujan
6	Susu
7	Larutan NaCl
8	Pasta gigi
9	Air laut
10	Air kapur
11	Pemutih kain

Trayek pH beberapa larutan.

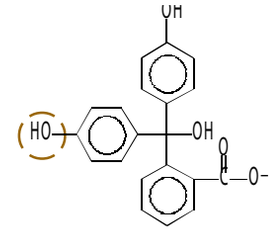


Sumber: *www.agri.gov*

Gambar 7.5
Bunga sepatu dapat dijadikan sebagai indikator asam basa.



Bentuk asam (HIn), tidak berwarna



Bentuk basa (In^-), merah jambu

Untuk mengetahui bagaimana indikator bekerja, perhatikan reaksi kesetimbangan berikut yang menyatakan indikator HIn sebagai asam lemah dengan $K_a = 1{,}0 \times 10^{-8}$.

$$\underset{\text{Tiadak berwarna}}{HIn(aq)} \rightleftharpoons \underset{\text{Merah jambu}}{H^+(aq) + In^-(aq)}$$

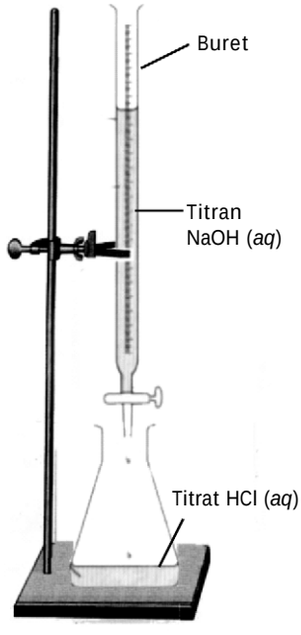
$$K_a = \frac{[H^+][In^-]}{[HIn]} \text{ atau } \frac{K_a}{[H^+]} = \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

Jika ke dalam larutan ditetesi indikator pada pH = 3 atau $[H^+] = 1{,}0 \times 10^{-3}$ M, dihasilkan perbandingan:

$$\frac{K_a}{[H^+]} = \frac{1{,}0\times10^{-8}}{1{,}0\times10^{-3}} = 10^{-5} = \frac{[In^-]}{[HIn]} = \frac{1}{100.000}$$

Perbandingan tersebut menunjukkan bahwa struktur yang lebih dominan adalah bentuk HIn (tidak berwarna).

Jika ion OH^- (basa) ditambahkan ke dalam larutan, $[H^+]$ berkurang dan posisi kesetimbangan bergeser ke arah pembentukan In^-. Ini berarti mengubah HIn menjadi In^-. Jika ion OH^- ditambahkan terus, bentuk In^- dominan dan larutan berwarna merah jambu.



Gambar 7.6
Set alat untuk titrasi asam basa

2. Titrasi Asam Basa

Dalam melakukan titrasi, larutan yang dititrasi, disebut *titrat* dimasukkan ke dalam labu erlenmeyer (biasanya larutan asam), sedangkan larutan pentitrasi, disebut *titran* (biasanya larutan basa) dimasukkan ke dalam buret. Titran dituangkan dari buret tetes demi tetes ke dalam larutan titrat sampai titik stoikiometri tercapai (lihat Gambar 7.6).

Oleh karena kemampuan mata kita terbatas dalam mengamati warna larutan maka penggunaan indikator dalam titrasi asam basa selalu mengandung risiko kesalahan. Jika indikator PP digunakan pada titrasi HCl–NaOH maka pada saat titik setara tercapai (pH = 7) indikator PP belum berubah warna dan akan berubah warna ketika pH 8.

Jadi, ada kesalahan titrasi yang tidak dapat dihindari sehingga pada waktu Anda menghentikan titrasi (titik akhir titrasi) ditandai dengan warna larutan agak merah jambu, adapun titik setara sudah dilampaui. Dengan kata lain, *titik akhir titrasi tidak sama dengan titik stoikiometri*.

Jika dalam titrasi HCl–NaOH menggunakan indikator brom timol biru (BTB), dimana trayek pH indikator ini adalah 6 (kuning) dan 8 (biru) maka pada saat titik setara tercapai (pH =7) warna larutan campuran menjadi hijau. Kekurangan yang utama dari indikator BTB adalah mengamati warna hijau tepat pada pH = 7 sangat sukar, mungkin lebih atau kurang dari 7.

Alat yang diperlukan untuk titrasi, di antaranya buret, labu erlenmeyer, statif, dan pipet volume. Lakukanlah kegiatan berikut.

Aktivitas Kimia 7.4

Titrasi Asam Basa

Tujuan

Menentukan konsentrasi asam (HCl) dengan cara titrasi asam basa.

Alat

1. Buret
2. Statif
3. Erlenmeyer
4. Pipet volume

Bahan

1. Larutan HCl
2. Larutan NaOH 0,1 M
3. Indikator fenoftalein

Langkah Kerja

1. Masukkan larutan NaOH 0,1 M ke dalam buret sampai volumenya terukur.
2. Pipet 10 mL larutan HCl, kemudian masukkan ke dalam labu erlenmeyer. Tambahkan 2 tetes indikator fenolftalein.
3. Lakukan tirasi dengan cara memasukkan larutan NaOH dari buret ke dalam labu erlenmeyer setetes demi setetes.
4. Hentikan titrasi ketika campuran dalam labu erlenmeyer akan berubah warna (hampir merah muda).
5. Lakukan percobaan tiga kali (triplo). Hitung rata-rata volume NaOH yang diperlukan untuk menetralkan larutan HCl.

Pertanyaan

1. Mengapa titrasi harus dihentikan ketika campuran berubah warna?
2. Jika volume NaOH yang diperlukan 10 mL, berapakah konsentrasi HCl yang dititrasi?
3. Diskusikan hasil pengamatan percobaan ini dengan teman-teman Anda.

Titrasi asam basa pada dasarnya adalah reaksi penetralan asam oleh basa atau sebaliknya. Persamaan ion bersihnya:

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(\ell)$$

Ketika campuran berubah warna, itu menunjukkan ion H^+ dalam larutan HCl telah dinetralkan seluruhnya oleh ion OH^- dari NaOH. Jika larutan NaOH ditambahkan terus, dalam campuran akan kelebihan ion OH^- (ditunjukkan oleh warna larutan merah jambu).

Berikut akan dibahas cara perhitungan titrasi asam kuat oleh basa kuat, misalnya 50 mL larutan HCl 0,1 M oleh NaOH 0,1 M. Kemudian, menghitung pH larutan pada titik-titik tertentu selama titrasi.

a. Sebelum NaOH Ditambahkan

HCl adalah asam kuat dan di dalam air terionisasi sempurna sehingga larutan mengandung spesi utama: H^+, Cl^-, dan H_2O. Nilai pH ditentukan oleh jumlah H^+ dari HCl. Karena konsentrasi awal HCl 0,1 M, larutan HCl tersebut mengandung 0,1 M H^+ dengan nilai pH = 1 (Gambar 7.8).

b. Penambahan 10 mL NaOH 0,1 M

Dengan penambahan NaOH, berarti menetralkan ion H^+ oleh ion OH^- sehingga konsentrasi ion H^+ berkurang.

Dalam campuran reaksi, sebanyak (10 mL × 0,1 M = 1 mmol) OH^- yang ditambahkan bereaksi dengan 1 mmol H^+ membentuk H_2O.

Kata Kunci

- Titrasi asam basa
- Indikator asam basa
- Titik ekuivalen/titik stoikiometri
- Titik akhir titrasi



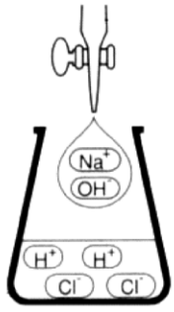
Sumber: *Dokumentasi Penerbit*

Gambar 7.7
Cara melakukan titrasi (tangan kanan menggoyangkan labu, tangan kiri memegang kran buret).

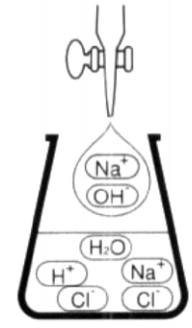
Catatan *Note*

Titik akhir titrasi terjadi ketika indikator berubah warna.

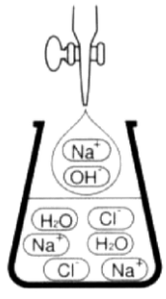
The end point of titration occurs when the indicator changes color.



Gambar 7.8
Sebelum NaOH ditambahkan, dalam larutan hanya ada ion H^+ dan Cl^-.



Gambar 7.9
Penambahan NaOH belum dapat menetralkan semua ion ion H^+ dalam larutan HCl.



Gambar 7.10
Semua ion H^+ dapat dinetralkan oleh ion OH^-(titik ekuivalen).

Tabel 7.3 Pengaruh Penambahan OH^- terhadap Konsentrasi H^+

Konsentrasi (M)	H (*aq*)	Penambahan OH^-(*aq*)
Sebelum reaksi	50 mL × 0,1 M = 5 mmol	10 mL × 0,1 M = 1 mmol
Setelah reaksi	(5 – 1) mmol = 4 mmol	(1 – 1) mmol = 0

Setelah terjadi reaksi, larutan mengandung: H^+, Cl^-, Na^+, dan H_2O. Nilai pH ditentukan oleh $[H^+]$ sisa:

$$[H^+] = \frac{\text{mmol } H^+ \text{ sisa}}{\text{volume larutan}} = \frac{4 \text{ mmol}}{(50+10)} = 0{,}07 \text{ M}$$

$$pH = -\log (0{,}07) = 1{,}18.$$

c. Penambahan 10 mL NaOH 0,1 M Berikutnya

Pada penambahan 10 mL NaOH 0,1 M berikutnya akan terjadi perubahan konsentrasi pada H^+ (Gambar 7.9). Perhatikan tabel berikut.

Tabel 7.4 Pengaruh Penambahan OH^- Berikutnya terhadap Konsentrasi H^+

Konsentrasi (M)	H (*aq*)	Penambahan OH^-(*aq*)
Sebelum reaksi	4 mmol (sisa sebelumnya)	10 mL × 0,1 M = 1 mmol
Setelah reaksi	(4 – 1) mmol = 3 mmol	(1 – 1) mmol = 0

Setelah terjadi reaksi, nilai pH ditentukan oleh $[H^+]$ sisa:

$$[H^+] = \frac{3 \text{ mmol}}{(60+10) \text{mL}} = 0{,}04 \text{ M}$$

$$pH = -\log (0{,}04) = 1{,}37.$$

d. Penambahan NaOH 0,1 M Sampai 50 mL

Pada titik ini, jumlah NaOH yang ditambahkan adalah 50 mL × 0,1 M = 5 mmol dan jumlah HCl total adalah 50 mL × 0,1 M = 5 mmol. Jadi, pada titik ini ion H^+ tepat dinetralkan oleh ion OH^-.

Titik dimana terjadi netralisasi secara tepat dinamakan *titik stoikiometri* atau *titik ekui alen*. Pada titik ini, spesi utama yang terdapat dalam larutan adalah Na^+, Cl^-, dan H_2O. Karena Na^+ dan Cl^- tidak memiliki sifat asam atau basa, larutan bersifat netral atau memiliki nilai pH = 7 (Gambar 7.10).

e. Penambahan NaOH 0,1 M Berlebih (sampai 75 mL)

Penambahan NaOH 0,1 M berlebih menyebabkan pH pada larutan menjadi basa karena lebih banyak konsentrasi OH^- dibandingkan H^+. Perhatikan tabel berikut.

Tabel 7.5 Pengaruh Penambahan OH^- Berlebih terhadap Konsentrasi Larutan

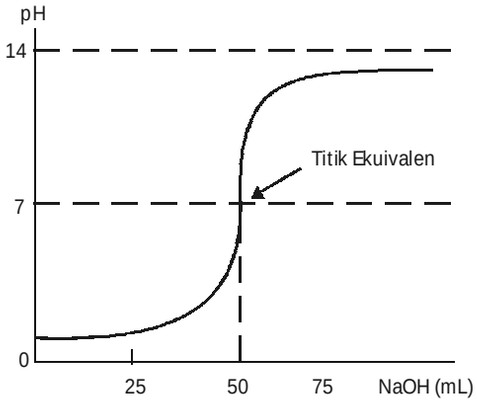
Konsentrasi (M)	H (*aq*)	Penambahan OH^-(*aq*)
Sebelum reaksi	5 mmol (jumlah awal)	75 mL × 0,1 M = 7,5 mmol
Setelah reaksi	0	(7,5 – 5) mmol = 2,5 mmol

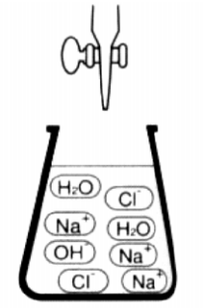
Setelah bereaksi, ion OH^- yang ditambahkan berlebih sehingga dapat menentukan pH larutan.

$$[OH^-] = \frac{\text{mmol } OH^- \text{ berlebih}}{\text{volume larutan}} = \frac{2{,}5 \text{ mmol}}{(50+75)\text{mL}} = 0{,}02 \text{ M}$$

pOH = –log (0,02) = 1,7
pH larutan = 14 – pOH = 12,3

NaOH (mL)	pH
0	1,00
10	1,18
20	1,37
30	1,60
40	1,95
45	2,28
48	3,70
50	7,00
52	10,29
55	11,68
60	11,96
70	12,22
80	12,36
90	12,46
100	12,52





Gambar 7.11
Penambahan NaOH setelah titik setara mengubah pH sangat drastis.

Gambar 7.12
Tabel dan kurva penambahan konsentrasi NaOH terhadap pH larutan.

Hasil perhitungan selanjutnya disusun ke dalam bentuk kurva yang menyatakan penambahan konsentrasi NaOH terhadap pH larutan seperti ditunjukkan pada Gambar 7.12. Pada mulanya perubahan pH sangat lamban, tetapi ketika mendekati titik ekuivalen perubahannya drastis. Gejala ini dapat dijelaskan sebagai berikut. Pada awal titrasi, terdapat sejumlah besar H^+ dalam larutan. Pada penambahan sedikit ion OH^-, pH berubah sedikit, tetapi mendekati titik ekuivalen, konsentrasi H^+ relatif sedikit sehingga penambahan sejumlah kecil OH^- dapat mengubah pH yang sangat besar.

Kurva pH titrasi asam-basa memiliki ciri:
(1) Bentuk kurva selalu berupa *sigmoid*
(2) Pada titik setara, pH sama dengan 7.
(3) Ketika mendekati titik ekuivalen, bentuk kurva tajam.

Titik akhir titrasi dapat sama atau berbeda dengan titik ekuivalen bergantung pada indikator yang digunakan. Jika indikator yang dipakai memiliki trayek pH 6–8 (indikator BTB), mungkin titik akhir titrasi sama dengan titik ekuivalen.

Titik akhir titrasi adalah saat titrasi dihentikan ketika campuran tepat berubah warna. Pada umumnya, pH pada titik akhir titrasi lebih besar dari pH titik ekuivalen sebab pada saat titik ekuivalen tercapai, larutan belum berubah warna apabila indikator yang digunakan adalah fenolftalein.

Kegiatan Inkuiri

Dapatkah titrasi dilakukan secara terbalik: HCl dalam buret, NaOH dalam labu erlenmeyer? Jika dapat, gambarkan kurva titrasinya secara kasar.

Sekilas Kimia

Johannes Nicolas Bronsted
(1879–1947)



Sumber: *dbhs.wvusd.k12.ca.us*

Johannes Nicolas Bronsted adalah anak dari seorang insinyur teknik sipil. Bronsted meraih sarjana di bidang Teknik Kimia pada 1899 dan Doktor Kimia dari Copenhagen University pada 1908. Pada 1923, Bronsted mengemukakan *teori asam basa berdasarkan transfer proton (ion H^+)*.

Contoh 7.6

Menghitung pH Titrasi Asam Basa

Sebanyak 25 mL larutan HCl 0,1 M dititrasi dengan NaOH 0,1 M. Hitung pH larutan:

a. sebelum penambahan NaOH
b. setelah penambahan NaOH 25 mL

Jawab:

a. Nilai pH ditentukan oleh jumlah H^+ dari HCl. Konsentrasi awal HCl = 0,1 M maka larutan akan mengandung 0,1 M H^+.
 $[H^+]$ = 0,1 M dan pH = 1.
b. Jumlah NaOH yang ditambahkan adalah
 25 mL × 0,1 M = 2,5 mmol.
 Jumlah asam klorida mula-mula adalah
 25 mL × 0,1 M = 2,5 mmol.
 Ion OH^- yang ditambahkan bereaksi tepat dengan H^+, saat $[H^+] = [OH^-]$. Pada titik ini dinamakan titik ekuivalen titrasi.
 Pada titik ekuivalen, konsentrasi H^+ yang terdapat dalam larutan hanya berasal dari ionisasi air. Jadi, pH = 7.

Tes Kompetensi Subbab B

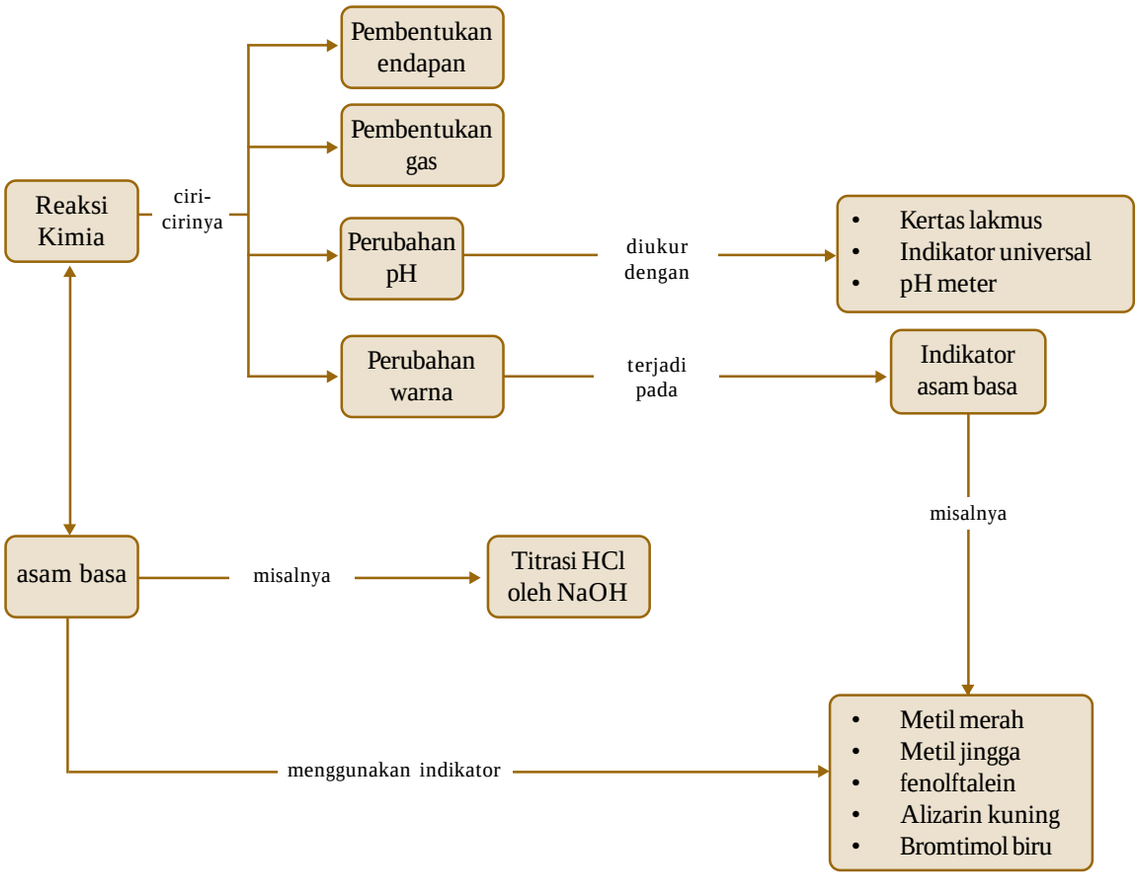
Kerjakanlah dalam buku latihan.

1. Pada trayek pH berapakah indikator berikut berubah warna: metil jingga, fenolftalein, dan brom timol biru?
2. Mengapa titrasi harus dihentikan ketika campuran berubah warna?
3. Seorang siswa melakukan titrasi 25 mL HCl 0,25 M dengan larutan NaOH 0,1 M.
 a. Berapakah volume NaOH yang diperlukan untuk mencapai titik ekuivalen?
 b. Berapakah pH campuran pada saat larutan NaOH ditambahkan sebanyak 0 mL, 10 mL, 25 mL, 30 mL, dan 50 mL?
 c. Jika bromtimol biru (BTB) dipakai sebagai indikator dalam titrasi, bagaimanakah perubahan warna dari asam ke basa dan warna pada saat titik ekuivalen?

Rangkuman

1. Stoikiometri larutan melibatkan konsep mol dalam menentukan konsentrasi zat-zat di dalam larutan.
2. Reaksi asam dan basa merupakan reaksi penetralan ion H^+ oleh OH^-. Reaksi asam basa juga dinamakan reaksi penggaraman.
3. Indikator asam basa adalah asam-asam lemah organik yang dapat berubah warna pada rentang pH tertentu.
4. Rentang pH pada saat indikator berubah warna dinamakan trayek pH indikator.
5. Titrasi asam basa adalah suatu teknik untuk menentukan konsentrasi asam atau basa dengan cara titrasi.
6. Titik setara atau titik stoikiometri adalah titik pada saat titrasi, asam dan basa tepat ternetralkan. Titik akhir titrasi dapat sama atau berbeda dengan titik setara.

Peta Konsep



Refleksi

Pada bab ini, Anda telah memahami reaksi-reaksi dalam larutan dan dapat memperkirakan hasil reaksi yang terjadi melalui pengamatan secara teoritis. Anda juga telah mengetahui perhitungan kimia suatu reaksi dalam larutan dengan menggunakan konsep mol, konsentrasi, dan volume larutan. Dengan merancang dan melakukan percobaan titrasi asam basa, Anda dapat menghitung konsentrasi asam atau basa melalui reaksi penetralan. Kemudian, mengkomunikasikan hasil percobaan Anda dalam bentuk laporan.

Menurut Anda, apa manfaat lainnya dari mempelajari stoikiometri larutan dan titrasi asam basa ini?

Evaluasi Kompetensi Bab 7

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Larutan HCl direaksikan dengan larutan NaOH membentuk garam dan air. Persamaan ionnya adalah
 A. $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
 B. $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$
 C. $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$
 D. $Cl^- + Na^+ \longrightarrow NaCl$
 E. $NaOH + H_2O \longrightarrow Na(H_2O) + OH^-$

2. Persamaan reaksi berikut merupakan persamaan ion bersih, *kecuali*
 A. $Ca(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow CaSO4(s) + H_2(g)$
 B. $H^+(aq) + H_2O(\ell) \longrightarrow H_3O^+(aq)$
 C. $H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(\ell)$
 D. $Cl^-(aq) + Na^+(aq) \longrightarrow NaCl(aq)$
 E. $NH_3(aq) + H_2O(\ell) \longrightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

3. Di antara persamaan reaksi berikut yang akan membentuk endapan adalah
 A. $Ca(s) + HCl(aq) \longrightarrow$
 B. $Na_2CO_3(aq) + HCl(aq) \longrightarrow$
 C. $Na_2S_2O_3(aq) + HCl(aq) \longrightarrow$
 D. $Al_2O_3(s) + HCl(aq) \longrightarrow$
 E. $Cu_2O(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow$

4. Jika 27 g aluminium ($A_r = 27$) dimasukkan ke dalam 1 liter larutan $CuSO_4$ 1,5 M, berat tembaga yang akan diendapkan sebanyak (A_r Cu = 64)
 A. 16 g
 B. 64 g
 C. 96 g
 D. 32 g
 E. 128 g

5. UMPTN 2000/C:

 H_2SO_4 ditambahkan pada 500 mL larutan $BaCl_2$ 0,2 M sampai terjadi endapan $BaSO_4$ (M_r = 233) dengan sempurna. Endapan $BaSO_4$ yang terbentuk sebanyak
 A. 68,0 g
 B. 34,0 g
 C. 23,3 g
 D. 46,6 g
 E. 11,7 g

6. Jika 1 L $AgNO_3$ 0,1 M direaksikan dengan 5 mL HCl yang massa jenisnya 0,365 g mL^{-1} maka gram AgCl yang di endapkan adalah
 A. 3,540 g
 B. 7,175 g
 C. 9,350 g
 D. 5,275 g
 E. 10,245 g

7. Aluminium bereaksi dengan asam sulfat menurut persamaan berikut.
 $2\,Al(s) + 3H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\,Al(SO_4)_3(aq) + 3H_2(g)$
 Pernyataan yang benar adalah
 A. $H_2SO_4(aq)$ sebagai pereaksi pembatas
 B. Al(*s*) tepat bereaksi dengan asam sulfat
 C. mol $H_2(g)$ sama dengan mol Al(*s*)
 D. mol $Al_2(SO_4)_3(aq)$ sama dengan mol Al(*s*)
 E. volume $H_2(g)$ yang dihasilkan sebesar 22,4 L

8. Sebanyak 0,24 g asam berbasa satu dapat menetralkan 8 mL larutan NaOH. Jika konsentrasi NaOH 0,4 M, massa molekul relatif asam adalah
 A. 37,5 g mol^{-1}
 B. 75 g mol^{-1}
 C. 125 g mol^{-1}
 D. 62,5 g mol^{-1}
 E. 150 g mol^{-1}

9. Sebanyak 150 mL NaOH 0,2 M dicampurkan dengan 100 mL NaOH 0,3 M. Konsentrasi OH^- dalam larutan adalah
 A. 0,30 M
 B. 0,25 M
 C. 0,24 M
 D. 0,27 M
 E. 0,20 M

10. Ebtanas 1996/1997:

 Menurut persamaan kimia:
 $H_2SO_4(aq) + 2NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2H_2O(\ell)$
 Jika 75 mL larutan H_2SO_4 0,1 M direaksikan dengan 50 mL larutan NaOH 0,2 M maka pada reaksi tersebut yang tersisa adalah
 A. $2{,}5 \times 10^{-3}$ mol H_2SO_4
 B. 5×10^{-3} mol H_2SO_4
 C. $2{,}5 \times 10^{-3}$ mol NaOH
 D. 5×10^{-3} mol NaOH
 E. $7{,}5 \times 10^{-3}$ mol NaOH

11. UMPTN 2000/A:

 Konsentrasi ion H^+ yang diperoleh dari mencampurkan 150 mL HCl 0,5 M dan 100 mL HCl 0,3 M adalah
 A. 0,20 M
 B. 0,30 M
 C. 0,42 M
 D. 0,50 M
 E. 0,60 M

12. NaOH 0,1 mol dan NH_3 0,1 mol dilarutkan ke dalam 1 L larutan, pH larutan yang dibuat adalah (K_b $NH_3 = 1{,}8 \times 10^{-5}$)
 A. 14,0
 B. 11,1
 C. 9,0
 D. 13,0
 E. 7,6

13. Jika 100 mL HCl 0,1M dicampurkan dengan 50 mL HCl 0,04 M maka pH campuran menjadi
 A. 1
 B. 2
 C. 3
 D. 4
 E. 5

14. Jika 50 mL HCl 0,1 M dicampurkan dengan 50 mL CH_3COOH 0,1 M ($K_a = 10^{-5}$) maka pH campuran menjadi
 A. 0,5
 B. 2,4
 C. 3,5
 D. 1,3
 E. 4,6

15. Sebanyak 50 mL larutan HCl 0,1 M direaksikan dengan 20 mL larutan NaOH 0,1 M maka pH campuran adalah
A. 1,0
B. 3,5
C. 7,0
D. 1,4
E. 11,0

16. Tabel berikut menunjukkan nilai pH larutan: P, Q, R, S, T.

Larutan 0 1 M	P	Q	R	S	T
Nilai pH	13	11	9	7	3

Jika dua dari larutan di atas dicampurkan dan campurannya dapat bereaksi dengan logam Mg menghasilkan gas H_2 maka campuran itu adalah
A. R dan S
B. P dan Q
C. R dan Q
D. S dan T
E. R dan S

17. Suatu senyawa dapat dijadikan indikator untuk titrasi asam basa jika
A. memiliki warna tertentu
B. dapat berubah menjadi berwarna
C. pada rentang pH tertentu berubah warna
D. terionisasi dalam larutan asam atau basa
E. mengandung asam organik lemah

18. Ebtanas 1996:

Trayek perubahan warna beberapa indikator:

Indikator	arna	Trayek pH
Fenolftalein	Takberwarna–merah	8,3 – 10
Bromtimol biru	Kuning–biru	6,0 – 7,6
Lakmus	Merah–biru	5,5 – 8,0
Metil merah	Merah–kuning	4,4 – 6,2
Metil jingga	Merah–kuning	3,1 – 4,4

Indikator bromtimol biru dan fenolftalein dalam larutan HNO_3 menunjukkan warna berturut-turut
A. biru, kuning
B. kuning, merah
C. tidak berwarna, kuning
D. merah, kuning
E. kuning, tidak berwarna

19. Perubahan warna dalam keadaan asam, netral, dan basa dari indikator BTB, jika ke dalam larutan HCl ditambahkan larutan NaOH setetes demi setetes adalah
A. biru, kuning, merah
B. kuning, merah, hijau
C. tidak berwarna, kuning, biru
D. kuning, hijau, biru
E. kuning, tidak berwarna, hijau

20. Indikator yang paling tepat digunakan untuk titrasi HCl 0,1 M oleh NaOH 0,1 M adalah
A. metil merah (rentang pH: 3,5 – 4,8)
B. brom kresol hijau (rentang pH: 4,6 – 5,8)
C. bromtimol biru (rentang pH: 6,0 – 8,0)
D. fenolftalein (rentang pH: 8,0 – 10,0)
E. alizarin kuning (rentang pH: 10,0 – 12,5)

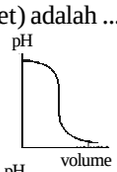
21. Ebtanas 1998:

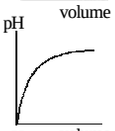
Dari hasil titrasi larutan NaOH 0,1 M dengan larutan HCl 0,15 M:

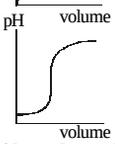
Larutan	NaOH 0 1 M	HCl 0 15 M
1	2 mL	20 mL
2	8 mL	20 mL
3	15 mL	20 mL
4	25 mL	20 mL
5	30 mL	20 mL

Dari data di atas yang menunjukkan terjadinya titik netralisasi terletak pada percobaan nomor
A. 1
B. 2
C. 3
D. 4
E. 5

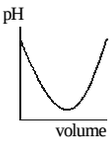
22. Grafik berikut yang menunjukkan titrasi larutan HCl 0,1 M (dalam labu) oleh larutan NaOH 0,1M (dalam buret) adalah

A. 

B. 

C. 

D. 

E. 

23. Grafik pada soal nomor 22 di atas yang menunjukkan titrasi larutan NaOH 0,1M (dalam labu) oleh larutan HCl 0,1 M (dalam buret) adalah
A. grafik a
B. grafik b
C. grafik c
D. grafik d
E. grafik e

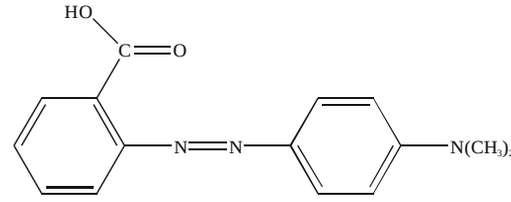
24. UMPTN 1996/B:

Jika 20 mL HNO_3 0,1 M dititrasi dengan larutan natrium hidroksida 0,2 M maka volume basa yang diperlukan untuk mencapai titik stoikiometri adalah
A. 10 mL
B. 20 mL
C. 25 mL
D. 30 mL
E. 40 mL

25. Jika dalam titrasi HCl–NaOH menggunakan indikator fenolftalein maka titik akhir titrasi berada pada pH sekitar
A. 6,5
B. 7,0
C. 8,0
D. 10
E. 11

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

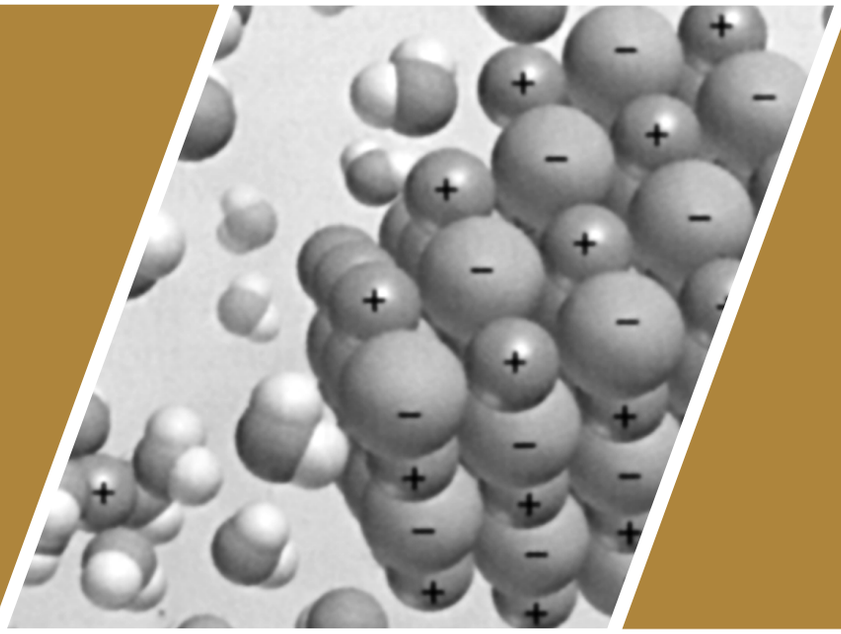
1. Buat sketsa kasar kurva titrasi asam kuat dengan basa kuat. Tentukan pH larutan dengan:
 a. tanpa penambahan basa;
 b. titik setengah ekuivalen;
 c. titik ekuivalen;
 d. basa berlebih.
2. Sebanyak 50 mL HNO_3 69,8% (ρ = 1,42 g mL^{-1}) diencerkan menjadi 19,0% (ρ = 1,11 g mL^{-1}). Hitung molaritas HNO_3 pekat dan HNO_3 encer?
3. Berapakah volume larutan HBr 0,50 M yang diperlukan agar bereaksi sempurna dengan 0,75 mol $Ca(OH)_2$?
4. Perhatikan reaksi penetralan asam basa berikut.
 a. Berapa volume $HClO_4$ 0,15 M yang diperlukan untuk menetralkan 50 mL larutan NaOH 0,25 M?
 b. Jika 25,8 mL $AgNO_3$ diperlukan untuk mengendapkan semua ion klorida (dalam 75 mg sampel KCl), berapa kemolaran larutan $AgNO_3$?
 c. Berapa volume larutan H_2SO_4 2,5 M yang diperlukan untuk menetralkan 75 g NaOH?
5. Berapakah pH larutan yang mengandung HCN 1 M (K_a = 6,2 × 10^{-10}) dan HNO_2 5 M (K_a = 4,0 × 10^{-4})? Hitung konsentrasi ion sianida dalam larutan ini pada keadaan setimbang.
6. Sebanyak 50 mL HNO_3 0,1 M dititrasi dengan larutan NaOH 0,1 M. Hitung pH setelah penambahan NaOH sebanyak 0,0 mL, 25 mL, 50 mL, dan 75 mL.
7. Definisikan titik ekuivalen dan titik akhir titrasi. Mengapa harus memilih salah satu indikator yang bertepatan di sekitar titik ekuivalen?
8. Metil merah mempunyai struktur:



Perubahan warna terjadi dari merah ke kuning jika larutan kelebihan basa. Hitunglah rentang pH untuk metil merah berubah warna berdasarkan nilai tetapannya.

Bab

8



Sumber: *Chemistry : The Central Science*, 2000

Ion-ion dalam larutan

Kesetimbangan Ion-Ion dalam Larutan

Hasil yang harus Anda capai:

memahami sifat-sifat larutan asam basa, metode pengukuran, dan terapannya.

Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu:

- menggunakan kurva perubahan harga pH pada titrasi asam basa untuk menjelaskan larutan penyangga dan hidrolisis;
- mendeskripsikan sifat larutan penyangga dan peranan larutan penyangga dalam tubuh makhluk hidup;
- menentukan jenis garam yang mengalami hidrolisis dalam air dan pH larutan garam tersebut;
- memprediksi terbentuknya endapan dari suatu reaksi berdasarkan prinsip kelarutan dan hasil kali kelarutan.

Air yang ada di alam, seperti air laut merupakan campuran berbagai macam larutan garam yang dapat memengaruhi pH. Campuran tersebut juga dapat mempertahankan harga pH, walaupun air sungai yang mengalir ke laut bersifat asam atau basa. Mengapa hal tersebut dapat terjadi? Selain itu, ada juga garam-garam yang hampir tidak larut dalam air pada pH tertentu, tetapi dapat larut dalam pH yang berbeda. Sifat-sifat garam seperti ini dapat dimanfaatkan untuk memisahkan garam-garam yang terkandung dalam mineral untuk kepentingan pemisahan logam-logam.

Contoh-contoh di atas terjadi karena adanya proses kesetimbangan ion-ion dalam larutan. Apa saja yang dapat memengaruhi kesetimbangan larutan? Bagaimanakah pengaruhnya terhadap kelarutan senyawa? Anda akan menemukan jawabannya setelah mempelajari bab ini.

A. Larutan Asam Basa
B. Hidrasi dan Hidrolisis Garam-Garam
C. Larutan Penyangga
D. Kesetimbangan Kelarutan Garam Sukar Larut

Tes Kompetensi Awal

1. Apakah yang dimaksud dengan elektrolit kuat dan elektrolit lemah?
2. Apakah yang Anda ketahui tentang larutan asam basa?
3. Menurut Anda apakah yang terjadi jika ke dalam suatu larutan pada sistem kesetimbangan ditambahkan ion senama?

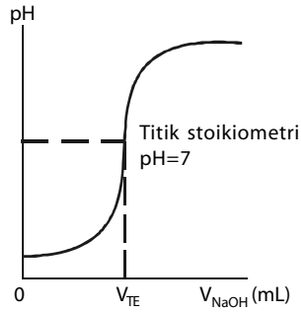
A. Larutan Asam Basa

Pada bab sebelumnya, Anda sudah belajar tentang titrasi asam kuat dan basa kuat menghasilkan garam yang bersifat netral (pH = 7). Apa yang terjadi jika zat yang dititrasi adalah asam lemah dan basa kuat atau asam kuat dan basa lemah atau asam lemah dan basa lemah? Untuk dapat menjawab masalah ini, Anda perlu memahami konsep hidrolisis dan prinsip larutan penyangga.

Anda sudah memahami bahwa reaksi asam kuat dan basa kuat akan menghasilkan garam yang bersifat netral. Contoh:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(\ell)$$

Di dalam air, garam NaCl bersifat netral karena tidak memiliki kemampuan untuk bereaksi dengan air sebagai pelarutnya sehingga konsentrasi molar H^+ dan OH^- dalam larutan tidak berubah, masing-masing sebesar $1{,}0 \times 10^{-7}$ M (hasil ionisasi air). Perhatikan kurva titrasi pada **Gambar 8.1**.



Gambar 8.1
Kurva titrasi HCl-NaOH

Dengan demikian, pada titrasi asam kuat dan basa kuat, titik stoikiometri dicapai pada pH = 7 (netral). Setelah titik setara tercapai, penambahan sedikit basa akan mengubah pH larutan sangat drastis.

Jika asam lemah dan basa kuat atau asam kuat dan basa lemah direaksikan, garam yang terbentuk memiliki sifat berbeda dengan garam-garam netral seperti NaCl. Contoh:

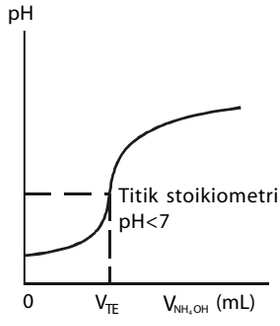
$$HCl(aq) + NH_3(aq) \longrightarrow NH_4Cl(aq)$$

Garam amonium klorida yang terbentuk bersifat reaktif terhadap air sebagai pelarutnya, khususnya ion NH_4^+ yang berasal dari basa lemah. Mengapa?

Di dalam larutan, NH_4Cl berada dalam bentuk ion-ionnya. Jika Anda bandingkan kekuatan asam antara ion NH_4^+ dan H_2O, mana yang lebih kuat? Lihat kekuatan asam basa konjugat pada **Bab 6**.

Ion NH_4^+ merupakan asam konjugat yang lebih kuat dari H_2O sehingga ion NH_4^+ dapat melepaskan proton membentuk NH_3 dan ion H_3O^+ (**Gambar 8.2**). Persamaan reaksinya:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$



Gambar 8.2
Kurva titrasi HCl-NH_4OH

Pada bab sebelumnya, Anda sudah belajar tentang titrasi asam kuat dan basa kuat yaitu reaksi yang menghasilkan air hingga air terurai menjadi ion-ionnya. Oleh karena dalam larutan tersebut kelebihan ion H_3O^+ maka dapat dipastikan larutan bersifat asam. Dengan demikian, jika Anda melakukan titrasi asam kuat oleh basa lemah, titik stoikiometri tidak pada pH = 7, tetapi di bawah 7. Setelah titik stoikiometri tercapai, penambahan NH_3 tetes demi tetes tidak meningkatkan pH larutan secara drastis, sebagaimana pada titrasi HCl dan NaOH, tetapi naik secara perlahan. Mengapa?

Jika ke dalam larutan NH_4Cl yang sudah terhidrolisis ditambah lagi NH_3, dalam larutan akan terjadi kesetimbangan antara ion NH_4^+ (dari NH_4Cl) dan NH_3 dari basa yang ditambahkan. Persamaannya sebagai berikut.

$$NH_4^+(aq) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H^+(aq)$$

Sistem reaksi tersebut merupakan kesetimbangan basa lemah dan asam konjugatnya (teori asam basa Bronsted-Lowry). Karena membentuk kesetimbangan maka semua Hukum-Hukum Kesetimbangan berlaku di sini. Akibatnya, penambahan NH_3 akan bereaksi dengan proton (ion H^+) dan sistem akan menggeser posisi kesetimbangan ke arah kiri.

Dengan demikian, penambahan NH_3 berlebih dianggap sebagai gangguan dan sistem berupaya meminimalkan gangguan dengan cara menggeser posisi kesetimbangan untuk memperkecil gangguan tersebut. Dampak dari pergeseran posisi kesetimbangan asam basa konjugat adalah kenaikan pH larutan relatif kecil. Inilah alasan mengapa penambahan basa setelah titik stoikiometri tercapai, perubahan pH larutan relatif kecil.

Sistem larutan yang membentuk kesetimbangan antara basa lemah dan asam konjugatnya disebut larutan penyangga. Salah satu sifat penting dari larutan penyangga adalah dapat mempertahankan pH larutan dari gangguan penambahan asam atau basa.

Catatan *Note*

Formula dari basa konjugat selalu memiliki jumlah atom H lebih sedikit dan memiliki muatan lebih negatif dibandingkan formula asam konjugatnya.

The formula of a conjugate base always one fewer hydrogen atom and one more negative charge than the formula of the corresponding acid.

Tes Kompetensi Subbab A

Kerjakanlah di dalam buku latihan.

Jika asam lemah seperti CH_3COOH dititrasi oleh basa kuat, misalnya NaOH.

(a) Jelaskan peristiwa yang terjadi pada saat titik stoikiometri tercapai.

(b) Apakah pada saat titik stoikiometri tercapai pH sama dengan 7, lebih besar dari 7, atau lebih kecil dari 7? Jelaskan.

B. Hidrasi dan Hidrolisis Garam-Garam

Pada pembahasan sebelumnya, Anda sudah diperkenalkan mengenai pengertian hidrolisis, yaitu reaksi dengan air menyebabkan air terionisasi. *Suatu zat dikatakan terhidrolisis jika zat tersebut dalam larutannya dapat bereaksi dengan air sehingga air menjadi terionisasi.*

1. Pengertian Hidrasi dan Hidrolisis

Suatu garam dalam pelarut air terurai membentuk ion-ionnya. Hasil pelarutan garam ini dapat bersifat netral, asam, atau basa. Sifat larutan garam ini bergantung pada sifat-sifat ionnya.

Pelarutan garam dapat memengaruhi keadaan kesetimbangan ionisasi air. Anda sudah mengetahui bahwa air membentuk kesetimbangan dengan ion-ionnya.

$$H_2O(\ell) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$$

atau

$$2H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

Kata Kunci

- Hidrasi
- Hidrolisis

Garam-garam yang terlarut di dalam air mungkin terhidrasi atau terhidrolisis. *Suatu garam dikatakan terhidrasi di dalam pelarut air jika ion-ionnya dikelilingi oleh molekul air akibat antaraksi dipol antara ion-ion garam dan molekul air*. Antaraksi ion-ion garam dan molekul air membentuk kesetimbangan dan tidak memengaruhi pH larutan.

Suatu garam dikatakan terhidrolisis di dalam pelarut air jika ion-ionnya bereaksi dengan molekul air. Reaksi ion-ion garam dan air membentuk kesetimbangan dan memengaruhi pH larutan.

Catatan Note

Solvasi adalah proses ion atau molekul dikelilingi oleh pelarutnya. Jika pelarutnya air, dinamakan hidrasi.

Solvation is the process in which an ion or a molecule is surrounded by solvent molecules. If the solvent is water, it's called hydration.

a. Hidrasi Kation dan Anion

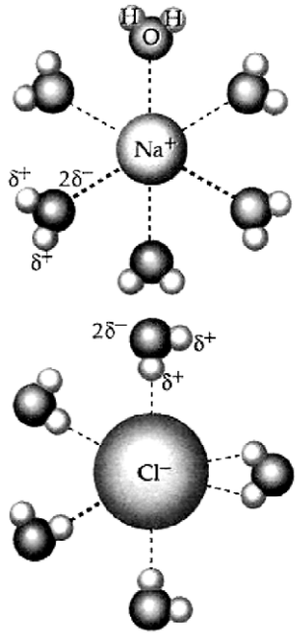
Hidrasi kation terjadi karena adanya antaraksi antara muatan positif kation dan pasangan elektron bebas dari atom oksigen dalam molekul air. Kation yang dapat dihidrasi adalah kation-kation lemah, seperti ion kalium (K^+), yaitu kation yang memiliki ukuran besar dengan muatan listrik rendah. Kation-kation seperti ini berasal dari basa kuat, seperti Na^+, K^+, dan Ca^{2+}. Contohnya:

$$K^+(aq) + nH_2O(\ell) \rightleftharpoons [K(H_2O)_n]^+$$

Anion-anion yang dihidrasi adalah anion dari asam kuat atau anion yang bersifat basa konjugat sangat lemah. Anion-anion ini dihidrasi melalui antaraksi dengan atom hidrogen dari air. Misalnya:

$$NO_3^-(aq) + mH_2O(\ell) \rightleftharpoons [NO_3(H_2O)_m]^-$$

Kation dan anion dari garam-garam yang terhidrasi di dalam air tidak bereaksi dengan molekul air. Oleh karena itu, anion atau kation seperti ini merupakan ion-ion bebas di dalam air (**Gambar 8.3**).



Gambar 8.3
Model hidrasi dari garam NaCl dalam pelarut air.

b. Hidrolisis Kation dan Anion

Kation-kation garam yang berasal dari basa lemah di dalam air dapat mengubah larutan menjadi asam. Kation-kation ini merupakan asam konjugat dari basa lemah, seperti Al^{3+}, NH_4^+, Li^+, Be^{2+}, dan Cu^{2+}.

Karena kation-kation tersebut merupakan asam konjugat dari basa lemah maka tingkat keasamannya lebih kuat daripada air. Oleh karenanya, kation-kation ini dapat menarik gugus OH^- dari molekul air dan meninggalkan sisa proton (H^+) sehingga larutan bersifat asam.

Reaksi antara H_2O dan kation logam membentuk kesetimbangan. Dalam hal ini, molekul H_2O berperan sebagai basa Lewis atau akseptor proton menurut Bronsted-Lowry. Contohnya:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$
$$Al^{3+}(aq) + 3H_2O(\ell) \rightleftharpoons Al(OH)_3(aq) + 3H^+(aq)$$

Anion-anion hasil pelarutan garam yang berasal dari asam lemah dapat mengubah pH larutan menjadi bersifat basa karena bereaksi dengan molekul air. Anion-anion seperti ini merupakan basa konjugat dari asam lemah, yaitu basa yang lebih kuat dibandingkan molekul H_2O. Karena itu, anion-anion tersebut dapat menarik proton (H^+) dari molekul air dan meninggalkan sisa ion OH^- yang menyebabkan larutan garam bersifat basa. Contohnya:

$$F^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HF(aq) + OH^-(aq)$$
$$CN^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCN(aq) + OH^-(aq)$$

Semua garam yang anionnya berasal dari asam lemah, seperti CH_3COONa, KCN, NaF, dan Na_2S akan terhidrolisis ketika dilarutkan di dalam air menghasilkan larutan garam yang bersifat basa.

Reaksi kation atau anion dengan molekul air disebut hidrolisis. Dengan kata lain, hidrolisis adalah reaksi ion dengan air yang menghasilkan basa konjugat dan ion hidronium atau asam konjugat dan ion hidroksida.

Contoh 8.1

Garam yang Terhidrolisis

Manakah di antara NaCl, $MgCl_2$, dan $AlCl_3$ yang jika dilarutkan dalam air akan terhidrolisis?

Jawab:
Ion Cl^- berasal dari asam kuat atau basa konjugat yang lebih lemah dari air. Oleh karena itu, ion Cl^- tidak bereaksi dengan air.
Kation Na^+ dan Mg^{2+} berasal dari basa kuat dan merupakan kation berukuran relatif besar dengan muatan rendah sehingga tidak terhidrolisis.
Ion Al^{3+} memiliki ukuran relatif sama dengan Mg^{2+}, tetapi muatannya tinggi sehingga dapat bereaksi dengan air. Oleh karena itu, ion Al^{3+} terhidrolisis membentuk $Al(OH)_3$.

2. Derajat Keasaman Larutan Garam

Semua garam yang larut dalam air akan terurai membentuk ion-ionnya. Karena ion-ion garam dalam air ada yang terhidrolisis maka pelarutan garam-garam di dalam air dapat mengubah pH larutan menjadi bersifat asam atau basa.

a. Larutan Garam Bersifat Netral

Basa konjugat dari asam kuat tidak memiliki kemampuan menarik proton dari molekul air. Basa konjugat seperti ini merupakan basa-basa yang lebih lemah dari molekul air.

Jika anion seperti Cl^- dan NO_3^- berada di dalam air, anion-anion tersebut tidak akan menarik H^+ dari molekul air sehingga tidak mengubah pH larutan garam. Anion seperti itu hanya terhidrasi.

Kation seperti K^+ dan Na^+ merupakan asam konjugat dari basa kuat. Kation seperti ini juga tidak memiliki kemampuan menarik gugus OH^- dari air sehingga tidak mengubah pH larutan.

Ion-ion garam yang berasal dari basa kuat dan asam kuat tidak mengubah konsentrasi ion H^+ dan OH^- hasil ionisasi air. Jadi, garam tersebut bersifat netral di dalam larutan atau memiliki pH = 7.

b. Larutan Garam Bersifat Basa

Dalam larutan CH_3COONa, spesi utamanya adalah ion Na^+, ion CH_3COO^-, dan molekul H_2O. Ion Na^+ adalah asam konjugat yang lebih lemah dari air sehingga tidak dapat menarik gugus OH^- dari air, tentunya tidak mengubah pH larutan.

Ion CH_3COO^- merupakan basa konjugat dari asam lemah atau basa yang lebih kuat dari air sehingga CH_3COO^- dapat menarik proton dari molekul air menghasilkan CH_3COOH dan OH^-. Akibatnya, larutan menjadi basa.

Reaksi ion asetat dan air membentuk kesetimbangan, persamaan reaksinya:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Tetapan kesetimbangan untuk reaksi ini adalah

$$K_b = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

Bagaimanakah menentukan nilai K_b dari ion asetat (K_b CH_3COO^-)? Hal ini dapat ditentukan dari hubungan K_a, K_b, dan K_w.

Jika persamaan K_a asam asetat dikalikan dengan persamaan K_b, ion asetat akan menghasilkan nilai K_w. Penentuan nilai K_b di atas sebagai berikut.



Sekilas Kimia

Thomas Martin Lowry (1850–1936)



Sumber: *www.tholt.com*

Thomas Martin Lowry merupakan kimiawan asal London. Pada 1904, Lowry menjadi kepala Bidang Kimia di Westminster Training College, kemudian menjadi Kepala Departemen Kimia di Guy's Hospital.

Pada 1920, Lowry menjadi Profesor Kimia Fisika pertama di Cambridge University. Lowry bersama-sama dengan Bronsted mengemukakan teori tentang *asam basa Bronsted–Lowry*.

$$K_a \times K_b = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \times \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$
$$= [H^+][OH^-] = K_w$$

Jadi, untuk setiap pasangan asam lemah dan basa konjugatnya terdapat hubungan K_a, K_b, dan K_w:

$$K_w = K_a(\text{asam lemah}) \times K_b(\text{basa konjugatnya})$$

Dengan kata lain, jika K_a atau K_w diketahui maka nilai tetapan K_b dapat ditentukan. Tetapan kesetimbangan untuk ion asetat adalah

$$K_b\ (CH_3COO^-) = \frac{K_w}{K_a\,(CH_3COOH)} = \frac{1{,}0\times10^{-14}}{1{,}8\times10^{-5}} = 5{,}6 \times 10^{-10}$$

Jadi, nilai K_b untuk ion asetat sebesar $5{,}6 \times 10^{-10}$.

Dengan demikian, untuk setiap garam yang mengandung kation dari basa kuat (seperti, Na^+ atau K^+) dan anion dari asam lemah akan membentuk larutan bersifat basa. Nilai pH dari larutan garam yang anionnya terhidrolisis dapat ditentukan berdasarkan nilai K_b basa konjugat dan konsentrasi ion-ion dalam sistem kesetimbangan.

Mahir Menjawab

Peristiwa hidrolisis terjadi dalam larutan
A. natrium asetat
B. amonium sulfat
C. kalium sianida
D. amonium asetat
E. semua jawaban benar

Pembahasan
Garam yang mengalami reaksi hidrolisis adalah jenis garam yang mengandung ion sisa asam lemah atau ion sisa basa lemah. Dalam hal ini, natrium asetat, amonium sulfat, kalium sianida, dan amonium asetat merupakan garam yang mengalami reaksi hidrolisis.
Jadi, semua jawaban benar.
Jawabannya (E).

SPMB 2002

Contoh 8.2

Perhitungan pH Garam Berasal dari Asam Lemah

Hitunglah pH larutan NaF 0,3 M. Diketahui nilai K_a HF = 2×10^{-4}.

Jawab:
Spesi utama dalam larutan: Na^+, F^-, H_2O.
Karena F^- basa konjugat dari asam lemah HF maka F^- merupakan basa yang lebih kuat dari air sehingga dapat bereaksi dengan air. Persamaannya sebagai berikut.

$$F^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HF(aq) + OH^-(aq)$$

Tetapan kesetimbangan untuk reaksi tersebut:

$$K_b = \frac{[HF][OH^-]}{[F^-]}$$

Nilai K_b dapat dihitung dari K_w dan K_a(HF):

$$K_b = \frac{K_w}{K_a\,(HF)} = \frac{1{,}0\times10^{-14}}{7{,}2\times10^{-4}} = 1{,}4 \times 10^{-11}$$

Konsentrasi pada kesetimbangan adalah

Konsentrasi Awal (mol L^{-1})		Konsentrasi Kesetimbangan (mol L^{-1})
$[F^-]_0 = 0{,}3$		$[F^-] = 0{,}3 - x$
$[HF]_0 = 0$	$\xrightarrow{x\ M}$	$[HF] = x$
$[OH^-]_0 \approx 0$		$[OH^-] = x$

$$K_b = 1{,}4 \times 10^{-11} = \frac{[HF][OH^-]}{[F^-]} = \frac{(x)(x)}{0{,}3-x} \approx \frac{x^2}{0{,}3}$$

Nilai $x \approx 2 \times 10^{-6}$

Catatan:
Nilai x sangat kecil dibandingkan 0,3 maka x dapat diabaikan dalam penyebut.

Dengan demikian,
$[OH^-] = x = 2 \times 10^{-6}$ M atau pOH = 5,69
pH = 14 – pOH = 8,31
Jadi, larutan bersifat basa.

c. Larutan Garam Bersifat Asam

Beberapa garam menghasilkan larutan asam ketika dilarutkan dalam air. Misalnya, jika garam LiCl dilarutkan dalam air, akan terbentuk ion Li^+ dan Cl^-.

Ion Cl^- tidak memiliki afinitas terhadap proton, melainkan hanya terhidrasi sehingga tidak mengubah pH larutan. Ion Li^+ adalah asam konjugat dari basa lemah sehingga tingkat keasamannya lebih kuat daripada H_2O. Oleh karena itu, asam tersebut dapat bereaksi dengan air menghasilkan proton. Persamaannya:

$$Li^+(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons LiOH(aq) + H^+(aq)$$

Umumnya, garam-garam yang kationnya merupakan asam konjugat dari basa lemah akan membentuk larutan yang bersifat asam. Nilai pH dari larutan garam seperti ini dapat dihitung berdasarkan tetapan kesetimbangan asam konjugatnya.

Contoh 8.3

Perhitungan pH Garam Berasal dari Basa Lemah

Berapakah pH larutan NH_4Cl 0,1 M? Diketahui nilai K_b $(NH_3) = 1{,}8 \times 10^{-5}$.

Jawab:

Spesi utama dalam larutan: NH_4^+, Cl^-, dan H_2O.
Karena ion NH_4^+ merupakan asam konjugat dari basa lemah maka ion tersebut lebih asam dari air sehingga dapat bereaksi dengan air dan melepaskan proton. Persamaannya:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Tetapan kesetimbangannya adalah

$$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

Nilai K_a (NH_4^+) dihitung melalui hubungan:

$$K_a\,(NH_4^+) = \frac{K_w}{K_b\,(NH_3)} = \frac{1{,}0\ x\ 10^{-14}}{1{,}8\ x\ 10^{-5}}$$

$K_a\,(NH_4^+) = 5{,}6 \times 10^{-10}$

Konsentrasi masing-masing spesi yang terdapat dalam keadaan kesetimbangan:

Konsentrasi Awal (mol L^{-1})		Konsentrasi Kesetimbangan (mol L^{-1})
$[NH_4^+]_0 = 0{,}1$		$[NH_4^+] = 0{,}1 - x$
$[NH_3]_0 = 0$	$\xrightarrow{x\ M}$	$[NH_3] = x$
$[H_3O^+]_0 \approx 0$		$[H_3O^+]_0 = x$

Dengan demikian,

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}$$

$$5{,}6 \times 10^{-10} = \frac{(x)\,(x)}{0{,}1 - x} = \frac{x^2}{0{,}1}$$

nilai $x \approx 7{,}5 \times 10^{-6}$.
Konsentrasi ion H^+ dalam larutan adalah
$[H^+] = x = 7{,}5 \times 10^{-6}$ M
Oleh karena itu, nilai pH = 5,13. Dengan demikian, larutan bersifat asam.

d. Larutan Garam Terhidrolisis Total

Selain garam-garam yang telah disebutkan sebelumnya, masih terdapat garam yang kedua ionnya memengaruhi pH larutan, seperti CH_3COONH_4 dan NH_4CN. Garam-garam tersebut di dalam air akan terurai membentuk ion-ion yang keduanya terhidrolisis. Oleh karena perhitungan untuk masalah ini sangat kompleks maka di sini hanya akan ditinjau secara kualitatif.

Anda dapat memperkirakan apakah larutan akan bersifat asam, basa, atau netral dengan cara membandingkan nilai K_a untuk ion asam konjugat terhadap nilai K_b dari ion basa konjugat. Jika nilai K_a lebih besar dari nilai K_b, larutan akan bersifat asam. Sebaliknya, jika nilai K_b lebih besar dari nilai K_a, larutan akan bersifat basa. Jika nilai K_a dan nilai K_b sama, larutan bersifat netral.

Tabel 8.1 Nilai pH Larutan Garam Terhidrolisis Total

$K_a > K_b$	pH < 7 (asam)
$K_b > K_a$	pH > 7 (basa)
$K_a = K_b$	pH = 7 (netral)

Kata Kunci

- Hidrolisis sebagian
- Hidrolisis total
- Asam konjugat
- Basa konjugat

Contoh 8.4

Penentuan Sifat Larutan Garam dari Tetapan Asam Basa

Ramalkan apakah larutan garam berikut bersifat asam, basa, atau netral:
(a) NH_4COOCH_3; (b) NH_4CN.

Jawab:

a. Spesi utama adalah: NH_4^+, CH_3COO^-, H_2O.
Nilai $K_a(NH_4^+) = 5{,}6 \times 10^{-10}$; $K_b(CH_3COO^-) = 5{,}6 \times 10^{-10}$ (lihat contoh soal sebelumnya).
Oleh karena $K_a(NH_4^+)$ sama dengan $K_b(CH_3COO^-)$ maka larutan bersifat netral.

b. Larutan mengandung ion NH_4^+ dan ion CN^-. Nilai $K_a(NH_4^+) = 5{,}6 \times 10^{-10}$, dan nilai $K_b(CN^-)$ adalah

$$K_b(CN^-) = \frac{K_w}{K_a(HCN)} = \frac{1{,}0\times10^{-14}}{5{,}6\times10^{-10}} = 1{,}18 \times 10^{-5}$$

Oleh karena $K_b(CN^-)$ lebih besar dari $K_a(NH_4^+)$ maka larutan bersifat basa.

Tes Kompetensi Subbab B

Kerjakanlah dalam buku latihan.

1. Manakah garam-garam berikut yang terhidrolisis di dalam air: $MgSO_4$; $CuSO_4$; $(NH_4)_2SO_4$?
2. Apakah ion-ion I^-, NO_2^-, Na^+, Bi^{3+}, dan Be^{2+} akan bereaksi dengan air? Tuliskan persamaan reaksinya.
3. Tentukan nilai pH larutan CH_3COONa 0,25 M jika diketahui nilai $K_a(CH_3COOH) = 1{,}8 \times 10^{-5}$.
4. Larutan CH_3COOH 0,01 M dititrasi dengan larutan NaOH 0,01 M. Berapakah pH pada titik ekuivalen? Indikator apa yang cocok digunakan untuk titrasi ini? $K_b(CH_3COO^-) = 5{,}75 \times 10^{-10}$.
5. Hitung pH larutan NH_4Cl 0,25 M jika diketahui nilai $K_b(NH_3) = 1{,}8 \times 10^{-9}$.
6. Tentukan larutan garam-garam berikut bersifat asam, basa, atau netral: (a) $Fe(NO_3)_3$; (b) LiO_2CCH_3; (c) $MgCl_2$.
7. Larutan HCl 0,01 M dititrasi dengan larutan NH_3 0,01 M. Berapakah pH pada titik ekuivalen? Diketahui $K_b(NH_3) = 1{,}8 \times 10^{-5}$.
8. Berapakah pH pada titik setara jika 25 mL piridin 0,1 M dititrasi dengan HCl 0,10 M? Diketahui K_b (piridin) $= 1{,}7 \times 10^{-9}$.
9. Ramalkan apakah larutan garam-garam berikut dalam air bersifat asam, basa, atau netral.
(a) KCl; (b) NH_4NO_2; (c) $AlBr_3$.

C. Larutan Penyangga

Sebagaimana diuraikan sebelumnya, jika ke dalam larutan garam yang kation atau anionnya terhidrolisis, misalnya larutan NH_4Cl ditambahkan NH_3 maka akan terbentuk kesetimbangan antara ion NH_4^+ dan NH_3. Sistem larutan seperti ini dinamakan larutan penyangga. Salah satu sifat penting dari larutan penyangga adalah dapat mempertahankan pH larutan.

1. Prinsip Larutan Penyangga

Berdasarkan *Teori Asam-Basa Arrhenius*, *larutan yang mengandung campuran asam lemah dan garam yang anionnya senama dengan asam lemah tersebut akan membentuk larutan penyangga*. Contohnya, NH_3COOH dan CH_3COONa. Demikian juga jika larutan mengandung campuran basa lemah dan garam yang kationnya senama dengan basa lemah akan membentuk larutan penyangga. Contohnya, NH_4OH dan NH_4Cl.

Berdasarkan *Teori Asam-Basa Bronsted-Lowry*, *larutan yang mengandung campuran dari pasangan asam lemah dan basa konjugat atau basa lemah dan asam konjugatnya akan membentuk larutan penyangga*. Contoh:

a. $NH_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
 Basa lemah — Asam konjugat

b. $H_2PO_4^-(aq) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H^+(aq)$
 Asam lemah — Basa konjugat

Prinsip larutan penyangga berdasarkan teori asam basa Arrhenius terbatas hanya untuk campuran asam lemah dan garamnya atau basa lemah dan garamnya, sedangkan prinsip berdasarkan Bronsted-Lowry lebih umum, selain asam lemah dan garamnya (contoh a), juga mencakup campuran garam dan garam (contoh b).

Tinjau contoh (b), sistem kesetimbangan asam lemah dan basa konjugatnya dapat berasal dari garam NaH_2PO_4 dan Na_2HPO_4. Jika kedua garam ini dicampurkan, akan terbentuk larutan penyangga.

Untuk membuktikan prinsip larutan penyangga, Anda dapat melakukan kegiatan berikut.



Aktivitas Kimia 8.1

Larutan Penyangga

Tujuan

Membuktikan prinsip larutan penyangga.

Alat

1. Gelas kimia
2. Batang pengaduk
3. pH meter atau indikator universal
4. Gelas ukur

Bahan

1. Larutan CH_3COOH 0,5 M
2. Larutan CH_3COONa 0,5
3. Larutan NaH_2PO_4 0,5 M
4. Larutan Na_2HPO_4 0,5 M

Langkah Kerja

Ke dalam gelas kimia masukkan larutan berikut.

1. 100 mL larutan CH_3COOH 0,5 M, ukur pH-nya.
2. 100 mL larutan CH_3COONa 0,5 M, ukur pH-nya.



Sumber: *www.petfooddirect.com*

Gambar 8.4
Amonium hidroksida dapat digunakan untuk membuat larutan penyangga dengan cara mencampurkannya dengan amonium fosfat sebagai garamnya.

3. Campuran 50 mL larutan CH_3COOH 0,5 M dan 50 ml larutan CH_3COONa 0,5 M. Kocok dan ukur pH-nya.
4. 100 mL larutan NaH_2PO_4 0,5 M, ukur pH-nya.
5. 100 mL larutan Na_2HPO_4 0,5 M, ukur pH-nya.
6. Campuran 50 mL NaH_2PO_4 0,5 M dan 50 mL Na_2HPO_4 0,5 M. Kocok dan ukur pH-nya.

Pertanyaan

1. Berapakah pH masing-masing larutan penyangga?
2. Bagaimanakah kestabilan larutan penyangga tersebut?
3. Apakah yang dapat Anda simpulkan dari percobaan ini. Diskusikan dengan teman sekelas Anda.

Pada langkah kerja (3), spesi utama yang terdapat dalam larutan penyangga adalah CH_3COOH, CH_3COO^-, Na^+, H^+, dan H_2O.

Asam asetat adalah asam lemah dan dalam larutan terionisasi sebagian membentuk kesetimbangan:

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$$

Garam natrium asetat terionisasi sempurna membentuk ion Na^+ dan ion CH_3COO^-. Persamaan reaksinya sebagai berikut.

$$CH_3COONa(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

Konsentrasi ion CH_3COO^- dari garam lebih banyak dibandingkan dari hasil ionisasi asam asetat. Akibatnya, di dalam larutan, konsentrasi ion CH_3COO^- ditentukan oleh konsentrasi garam.

Dengan demikian, konsentrasi ion-ion dalam sistem kesetimbangan ditentukan oleh konsentrasi asam asetat dan konsentrasi ion asetat yang berasal dari garam.

$$\underset{\text{Asam asetat}}{CH_3COOH(aq)} \rightleftharpoons \underset{\text{Ion asetat}}{CH_3COO^-(aq)} + H^+(aq)$$

Pada langkah kerja (6), spesi utama yang terdapat dalam larutan penyangga adalah: Na^+, $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}, H^+, dan H_2O.

Dalam larutan, garam natrium dihidrogen fosfat dan natrium hidrogen fosfat terionisasi sempurna, persamaan reaksinya sebagai berikut.

$$NaH_2PO_4(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + H_2PO_4^-(aq)$$
$$Na_2HPO_4(aq) \longrightarrow 2Na^+(aq) + HPO_4^{2-}(aq)$$

Kedua anion tersebut membentuk asam basa konjugat dan berada dalam keadaan kesetimbangan. Oleh karena ion $H_2PO_4^-$ memiliki tingkat keasaman lebih kuat dibandingkan ion HPO_4^{2-} maka $H_2PO_4^-$ berperan sebagai asam dan HPO_4^{2-} sebagai basa konjugatnya. Persamaan reaksinya sebagai berikut.

$$H_2PO_4^-(aq) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H^+(aq)$$

Oleh karena ion $H_2PO_4^-$ berasal dari garam NaH_2PO_4 dan ion HPO_4^{2-} dari garam Na_2HPO_4 maka konsentrasi ion-ion dalam sistem kesetimbangan ditentukan oleh konsentrasi garam-garamnya.

2. Aplikasi Prinsip Larutan Penyangga

Cairan darah dalam tubuh manusia memiliki sifat penyangga karena mampu mengendalikan pH dalam darah. Salah satu fungsi darah adalah membawa oksigen untuk disebarkan ke seluruh sel. Fungsi ini bergantung pada pH darah.

Sel darah merah, khususnya atau hemoglobin bekerja optimal sebagai pembawa oksigen pada pH sekitar 7,4. Jika pH cairan darah berubah maka kerja hemoglobin akan menurun, bahkan kemampuannya akan hilang jika pH cairan darah di atas 10 atau di bawah 5.

Mahir Menjawab

Larutan $Ca(CN)_2$ memiliki pH = 11 – log 2. Jika $K_a(HCN) = 4 \times 10^{-10}$ dan $M_r\, Ca(CN)_2 = 92$, jumlah $Ca(CN)_2$ yang terlarut dalam 500 mL larutan adalah

A. 3,68 g
B. 7,36 g
C. 8,45 g
D. 14,72 g
E. 15,25 g

Pembahasan

$Ca(CN)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2CN^-$

$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$

pH = 11 + log 2

pOH = 3 – log 2

$[OH^-] = 2 \times 10^{-3}$ M

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a}\left[CN^-\right]}$$

$$2 \times 10^{-3} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{4\times10^{-10}}\left[CN^-\right]}$$

$$4 \times 10^{-6} = \frac{10^{-14}}{4\times10^{-14}}\left[CN^-\right]$$

$16 \times 10^{-16} = 10^{-14}\,[CN^-]$

$$[CN^-] = \frac{16\times10^{-16}}{10^{-14}} = 16 \times 10^{-2}\ M$$

$Ca(CN)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,CN^-$

8×10^{-2} M $\qquad 16 \times 10^{-2}$ M

$$8 \times 10^{-2} = \frac{1.000}{500}\ \frac{x}{92}$$

$$x = \frac{8\times10^{-2}\ \ 92}{2} = 3{,}68\ g$$

Jadi, jawabannya (A).

UNAS 2004

Cairan darah mengandung asam lemah H_2CO_3 dan basa konjugatnya: HCO_3^- (dari garam $NaHCO_3$ dan $KHCO_3$). Kedua spesi ini bertanggung jawab dalam mempertahankan pH cairan darah agar sel darah merah bekerja secara optimal.

Jika seseorang meminum sedikit asam atau basa, seperti air jeruk atau minuman bersoda maka minuman tersebut akan terserap oleh darah. Kemudian, cairan darah akan mempertahankan pH-nya dari gangguan asam atau basa yang dimakan atau diminum seseorang.

Jika cairan darah tidak memiliki sifat penyangga maka akan bersifat asam, yang tentunya mengganggu kinerja darah. Akan tetapi, karena cairan darah memiliki sifat penyangga, penambahan sedikit asam atau basa tidak mengubah pH cairan darah sehingga kinerja darah tetap optimal.

Air laut juga memiliki sifat penyangga yang berasal dari garam-garam dan udara yang terlarut dalam air laut. Di dalam air laut terkandung garam-garam natrium, kalium, magnesium, dan kalsium dengan anion-anion seperti klorida, sulfat, karbonat, dan fosfat.

Sifat penyangga air laut dapat berasal dari $NaHCO_3$ dan gas CO_2 dari udara yang terlarut. Di dalam air laut, gas CO_2 terlarut dan bereaksi dengan air membentuk asam karbonat. Persamaan reaksinya sebagai berikut.

$$H_2O(\ell) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq)$$

Oleh karena asam karbonat adalah asam lemah dan dalam air laut terkandung garam natrium hidrogen karbonat maka kedua senyawa itu akan membentuk larutan penyangga, melalui reaksi kesetimbangan:

$$H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H^+(aq)$$

Konsentrasi H_2CO_3 berasal dari gas CO_2 terlarut dan konsentrasi HCO_3^- berasal dari garam yang terkandung dalam air laut.

Jika air hujan yang umumnya besifat asam tercurah ke laut atau air dari sungai-sungai mengalir ke laut dengan berbagai sifat asam dan basa maka sifat asam dan basa itu tidak akan mengubah pH air laut. Dengan kata lain, pH air laut relatif tetap.



Sekilas Kimia

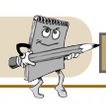
Penggunaan Larutan Penyangga dalam Pengembangan Padi Hibrida

Kebutuhan akan pangan terus bertambah seiring dengan peningkatan populasi penduduk. Sementara produksi pangan cenderung tetap. Hal ini terjadi disebabkan terbatasnya lahan produksi yang sesuai untuk pertumbuhan tanaman pangan. Oleh karena itu, perlu adanya penelitian lebih lanjut untuk meningkatkan kapasitas produksi padi nasional. Peningkatan itu dilakukan dengan cara penggunaan bibit unggul dan pemanfaatan lahan-lahan marginal di luar pulau Jawa. Salah satu lahan marginal yang kini sedang diusahakan adalah lahan pasang surut.

Kendala penggunaan lahan pasang surut salah satunya tingkat *keasamannya yang tinggi*. Beberapa teknik budidaya padi hibrida yang diterapkan di lahan pasang surut di antaranya dengan cara penanaman padi tidak terlalu dalam. Kemudian, menambahkan dolomit (basa) untuk *menetralkan pH tanah* dan *larutan penyangga* untuk mempertahankan pH sekitar 6–7.

Sumber: *www.pu.go.id*

Kegiatan Inkuiri



Buktikan oleh Anda prinsip larutan penyangga dapat memiliki nilai ekonomis. Misalnya, dengan mengidentifikasi label pada salah satu kemasan "jus buah-buahan". Diketahui nilai pH larutan dalam jus buah-buahan berada pada kisaran asam.

Jika Anda ingin memiliki larutan yang mempunyai nilai pH mulai dari 1 sampai 14 dan tahan lama di laboratorium, Anda dapat membuat larutan-larutan tersebut dari larutan penyangga. Nilai pH larutan penyangga tidak berubah walaupun disimpan dalam kurun waktu yang lama.

3. Penentuan pH Larutan Penyangga

Bagaimana membuat larutan penyangga yang memiliki nilai pH tertentu? Anda dapat membuatnya dari campuran asam lemah dan basa konjugat atau dari basa lemah dan asam konjugatnya, dengan tetapan ionisasi asam lemah atau basa lemah mendekati konsentrasi ion H^+ atau pH yang diharapkan.

Mahir Menjawab

Suatu larutan penyangga terdiri atas campuran CH_3COOH 0,01 M ($K_a = 10^{-5}$) dan CH_3COONa 0,1 M mempunyai pH sebesar 6. Perbandingan volume CH_3COOH : CH_3COONa adalah

A. 1 : 1
B. 1 : 10
C. 10 : 1
D. 1 : 100
E. 100 : 1

Pembahasan

Misalkan:
volume CH_3COOH = Va
volume CH_3COONa = Vg
pH = 6 maka
$[H^+] = 10^{-6}$ M

$$[H^+] = K_a \frac{\text{mol } CH_3COOH}{\text{mol } CH_3COONa}$$

$$10^{-6} = 10^{-5} \frac{Va \quad 0,01}{Vg \quad 0,1}$$

Va : Vg = 1 : 1
Jadi, jawabannya (A)

UMPTN 2001

Sebagai gambaran, misalnya larutan penyangga dibuat dari asam lemah HA dan basa konjugatnya A^-. Persamaan kesetimbangan ionisasi asam adalah: $HA(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + A^-(aq)$.

Tetapan ionisasi dari asam lemah HA adalah

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Dengan menata ulang persamaan, diperoleh persamaan untuk konsentrasi ion H^+, yaitu:

$$[H^+] = K_a \times \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Persamaan tersebut menyatakan konsentrasi ion H^+ dalam bentuk K_a asam lemah dikalikan dengan perbandingan konsentrasi HA dan A^- pada keadaan kesetimbangan. Jika [HA] dan $[A^-]$ sama maka konsentrasi ion H^+ dari larutan penyangga sama dengan nilai K_a.

Anda dapat menggunakan persamaan di atas untuk menentukan nilai pH larutan penyangga, yaitu:

$$-\log [H^+] = -\log \left(K_a \times \frac{[HA]}{[A^-]} \right) \text{atau } pH = -\log K_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Ruas kiri persamaan menyatakan pH. Ruas kanan dapat disederhanakan menjadi pK_a, dimana $pK_a = -\log K_a$. Jadi, persamaan di atas dapat ditulis dalam bentuk sebagai berikut.

$$pH = pK_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Secara umum, persamaan tersebut dapat dinyatakan sebagai berikut.

$$pH = pK_a - \log \frac{[\text{Asam lemah}]}{[\text{Basa konjugat}]}$$ (berdasarkan teori Bronsted-Lowry)

$$pH = pK_a - \log \frac{[\text{Asam lemah}]}{[\text{Garam}]}$$ (berdasarkan teori Arrhenius)



Sumber: *Chemistry (Mcmurry)*, 2001

Gambar 8.5
Larutan penyangga yang digunakan untuk kalibrasi pH meter.

Untuk larutan penyangga yang dibuat dari basa lemah dan asam konjugatnya, nilai pOH diperoleh dengan cara serupa.

$$pOH = pK_b - \log \frac{[\text{Basa lemah}]}{[\text{Asam konjugat}]}$$ (berdasarkan teori Bronsted-Lowry)

$$pOH = pK_b - \log \frac{[\text{Basa lemah}]}{[\text{Garam}]}$$ (berdasarkan teori Arrhenius)

Persamaan ini dikenal sebagai ***persamaan Henderson-Hasselbalch***.

Untuk membuat larutan penyangga dengan pH sesuai keinginan, misalnya pH ≈ 4,75, dapat dilakukan dengan mencampurkan asam lemah yang memiliki nilai pK_a sekitar 4,74. Kemudian, dicampurkan dengan garam yang konsentrasi molarnya sama dengan asam lemah agar

$$-\log \frac{[\text{Asam}]}{[\text{Garam}]} = 0 \text{ sehingga } pH = pK_a.$$

Contoh 8.5

pH Larutan Penyangga dari Asam Lemah dan Garamnya

Berapa pH larutan yang dibuat dari campuran 50 mL CH_3COOH 0,5 M dan 50 mL $NaCH_3COO$ 0,5 M? Diketahui $K_a(CH_3COOH) = 1{,}8 \times 10^{-5}$.

Jawab:

Dalam larutan terdapat: CH_3COOH, CH_3COO^-, H^+, dan Na^+. Reaksi kesetimbangannya:

$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$

Konsentrasi CH_3COO^- lebih dominan dari garam dibandingkan hasil ionisasi asam asetat maka dalam perhitungan, konsentrasi CH_3COO^- ditentukan dari garamnya.

Konsentrasi CH_3COOH dalam campuran (100 mL):

$$[CH_3COOH] = \frac{50\ mL}{100\ mL} \times 0{,}5\ M = 0{,}25\ M$$

Konsentrasi CH_3COO^- dalam campuran (100 mL):

$$[CH_3COO^-] = \frac{50\ mL}{100\ mL} \times 0{,}5\ M = 0{,}25\ M$$

Nilai pH larutan dihitung dengan rumus:

$$pH = pK_a - \log \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$= pK_a - \log \frac{[asam]}{[garam]}$$

$$= -\log (1{,}8 \times 10^{-5}) - \log \frac{0{,}25\ M}{0{,}25\ M} = 4{,}74$$

Jadi, pH larutan penyangga sebesar 4,74. Nilai ini berasal dari nilai pK_a.

Contoh 8.6

pH Larutan Penyangga dari Campuran Garam

Berapa pH larutan penyangga yang dibuat dari campuran 60 mL NaH_2PO_4 0,5 M dan 40 mL Na_2HPO_4 0,5 M. Diketahui $K_a(H_2PO_4^-) = 7{,}5 \times 10^{-3}$.

Jawab:

Dalam larutan terdapat: Na^+, H^+, $H_2PO_4^-$, dan HPO_4^{2-}. Reaksi kesetimbangannya:

$H_2PO_4^-(aq) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H^+(aq)$

Oleh karena kedua garam tersebut terionisasi sempurna maka konsentrasi $H_2PO_4^-$ dan HPO_4^{2-} sama dengan konsentrasi garam-garamnya.

Konsentrasi $H_2PO_4^-$ dalam campuran (100 mL):

$$[H_2PO_4^-] = \frac{60\ mL}{100\ mL} \times 0{,}5\ M = 0{,}3\ M$$

Konsentrasi HPO_4^{2-} dalam volume campuran

$$[HPO_4^{2-}] = \frac{40\ mL}{100\ mL} \times 0{,}5\ M = 0{,}2\ M$$

Nilai pH larutan

$$pH = pK_a - \log \frac{[\text{Asam lemah}]}{[\text{Basa konjugat}]}$$

Kata Kunci

- Larutan penyangga
- Persamaan Henderson-Hasselbalch
- Pengenceran larutan penyangga

$$= pK_a - \log \frac{[H_2PO_4^-]}{[HPO_4^{2-}]}$$

$$= -\log(7{,}5 \times 10^{-3}) - \log \frac{0{,}3\,M}{0{,}2\,M} = 1{,}95$$

Jadi, pH larutan = 1,95.

4. Kinerja Larutan Penyangga

Seperti telah diuraikan sebelumnya, bahwa larutan penyangga memiliki kemampuan untuk mempertahankan pH larutan jika ke dalam larutan itu ditambahkan sedikit asam atau basa; atau diencerkan. Bagaimanakah kinerja larutan penyangga bekerja dalam mempertahankan pH larutannya dari pengaruh asam, basa, atau pengenceran? Untuk mengetahui hal ini, Anda dapat melakukan kegiatan berikut.



Aktivitas Kimia 8.2

Kinerja Larutan Penyangga

Tujuan

Mengamati kinerja larutan penyangga.

Alat

1. gelas kimia 250 mL
2. pH meter atau indikator universal
3. gelas ukur

Bahan

1. 100 mL CH_3COOH 0,1 M
2. 100 mL CH_3COONa 0,1 M
3. 50 mL CH_3COOH 0,2 M
4. 50 mL CH_3COONa 0,2 M
5. HCl 0,5 M
6. NaOH 0,5 M

Langkah Kerja

1. Sediakan 3 buah gelas kimia 250 mL.
 a. Gelas kimia 1: 50 mL CH_3COOH 0,1 M, ukur pH-nya.
 b. Gelas kimia 2: 50 mL CH_3COONa 0,1 M, ukur pH-nya.
 c. Gelas kimia 3: 25 ml larutan CH_3COOH 0,2 M dan 25 mL larutan CH_3COONa 0,2 M. Kocok campuran dan ukur pH-nya.
 d. Ke dalam larutan tersebut masing-masing tambahkan 1 mL HCl 0,5 M. Kocok dan ukur pH-nya.
2. Ulangi prosedur yang sama sampai langkah (c), kemudian tambahkan 1 mL NaOH 0,5 M. Kocok dan ukur pH-nya.
3. Encerkan larutan (gelas kimia 3) sampai volume 1 liter. Kocok dan ukur pH-nya.

Pertanyaan

1. Apakah terjadi perubahan pH pada masing-masing larutan?
2. Bagaimanakah kestabilan pH pada larutan penyangga?
3. Berapakah pH masing-masing larutan sebelum dan sesudah ditambah asam, basa, dan netral?
4. Diskusikan hasil pengamatan dari percobaan ini dengan teman sekelas Anda.

Mengapa larutan penyangga dapat mempertahankan pH jika ditambah sedikit asam atau basa? Tinjau larutan penyangga pada **Aktivitas Kimia 8.2**. Larutan mengandung asam lemah CH_3COOH dan basa konjugatnya CH_3COO^-. Jika asam kuat ditambahkan ke dalam larutan penyangga, berarti memasukkan ion H^+ yang dapat bereaksi dengan basa konjugatnya.



Sekilas Kimia

Larutan Penyangga dalam Darah

Darah manusia mempunyai pH normal sekitar 7,35–7,45. Jika pH dalam darah tidak berada dalam keadaan normal maka akan mengganggu kestabilan dari membran sel, struktur protein, dan aktivitas enzim. Kondisi pH darah < 7,35 disebut *asidosis* dan kondisi pH > 7,45 disebut *alkalosis*.

Darah memiliki sistem penyangga untuk mengontrol pH agar pH darah stabil. Larutan penyangga dalam darah mengandung asam karbonat (H_2CO_3) dan ion karbonat (HCO_3^-). Dengan persamaan kesetimbangan sebagai berikut.

$H^+(aq) + HCO_3^-(aq) \rightleftharpoons$
$H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + CO_2(g)$

Sumber: *Chemistry: The Central Science*, 2000

$$H^+(aq) + CH_3COO^-(aq) \longrightarrow CH_3COOH(aq)$$

Jika basa kuat ditambahkan ke dalam larutan penyangga, berarti memasukkan ion OH^- yang bereaksi dengan asam lemahnya.

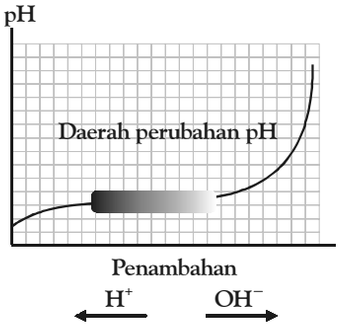
$$OH^-(aq) + CH_3COOH(aq) \longrightarrow H_2O(\ell) + CH_3COO^-(aq)$$

Penambahan H^+ atau OH^- ke dalam larutan penyangga akan menggeser posisi kesetimbangan $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^-$ ke arah pengurangan gangguan sekecil mungkin (*prinsip Le Chatelier*).

Pergeseran posisi kesetimbangan menyebabkan konsentrasi asam lemah dan basa konjugatnya berubah. Jika H^+ ditambahkan, konsentrasi asam bertambah, sedangkan konsentrasi basa konjugat berkurang. Pada penambahan OH^- terjadi sebaliknya.

Perubahan konsentrasi asam lemah dan basa konjugat akibat penambahan H^+ atau OH^- cukup berarti, tetapi pH larutan penyangga relatif tidak berubah sebab pH larutan ditentukan oleh perbandingan [asam]:[basa konjugat], di samping pK_a atau pK_b.

Gambar 8.6 menunjukkan perubahan pH larutan penyangga yang mengandung CH_3COOH dan CH_3COONa terhadap penambahan ion H^+ dan OH^-. pH berkurang sekitar 0,5 satuan jika ditambahkan ion H^+ atau ion OH^- tidak lebih dari 0,5 mol.



Gambar 8.6
Pengaruh penambahan asam atau basa ke dalam larutan penyangga (CH_3COOH + CH_3COONa)

a. Penambahan Asam atau Basa Secara Kuantitatif

Ada dua prinsip utama dalam menentukan pH larutan penyangga ketika sejumlah kecil asam atau basa ditambahkan (**Gambar 8.7**), yaitu:

1. Prinsip Stoikiometri: diasumsikan bahwa penambahan asam atau basa bereaksi sempurna dengan ion-ion dalam larutan penyangga.
2. Prinsip kesetimbangan: ion-ion dalam larutan penyangga membentuk kesetimbangan yang baru setelah ditambah sedikit asam atau basa.

Contoh kasus:

Berapakah pH larutan penyangga yang dibuat dari CH_3COOH 0,5 M dan CH_3COONa 0,5 M (lihat **Contoh 8.6**) jika ke dalam 100 mL larutan itu ditambahkan HCl 0,01 mol? Bagaimanakah perubahan pH yang terjadi?

Penyelesaian:

Spesi utama yang terdapat dalam larutan adalah: H^+, CH_3COO^-, dan CH_3COOH, persamaan reaksi kesetimbangannya:

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$$

Aspek Stoikiometri:

Jumlah mol CH_3COOH, CH_3COO^-, H^+ sebelum penambahan HCl adalah

CH_3COOH = 0,05 mol; CH_3COO^- = 0,05 mol; H^+ = x mol.

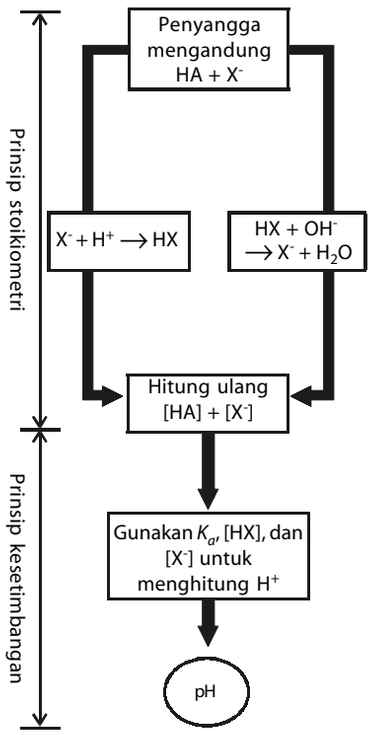
Setelah HCl ditambahkan, jumlah mol H^+ sama dengan jumlah mol HCl yang ditambahkan: H^+ = 0,01 mol (*hasil ionisasi asam asetat diabaikan*).

Diasumsikan semua ion H^+ (HCl) yang ditambahkan bereaksi sempurna dengan basa konjugatnya, CH_3COO^-.

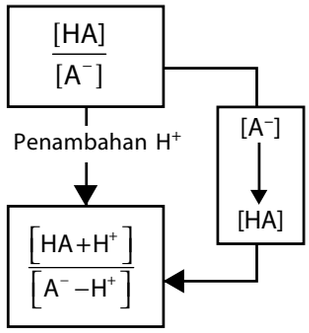
$$H^+(aq) + CH_3COO^-(aq) \rightarrow CH_3COOH(aq)$$

Berdasarkan reaksi ini akan dihasilkan komposisi mol yang baru:

CH_3COOH = (0,05 + 0,01) mol = 0,06 mol = 60 mmol
CH_3COO^- = (0,05 – 0,01) mol = 0,04 mol = 40 mmol
H^+ = 0 mol



Gambar 8.7
Dua prinsip utama dalam menentukan pH larutan penyangga setelah asam atau basa ditambahkan.



Gambar 8.8
Prinsip kesetimbangan

Aspek Kesetimbangan:

Setelah terjadi reaksi antara H^+ (dari HCl) dengan basa konjugat dari larutan penyangga, sistem membentuk kesetimbangan yang baru. Konsentrasi molar sebelum dan sesudah tercapai kesetimbangan yang baru dapat dihitung sebagai berikut.

$$[CH_3COOH]_0 = \frac{60\ \text{mmol}}{100\ \text{mL}} = 0{,}6\ \text{M};\ [CH_3COO^-]_0 = \frac{40\ \text{mmol}}{100\ \text{mL}} = 0{,}4\ \text{M}$$

Setelah kesetimbangan yang baru tercapai, konsentrasi molar dalam keadaan setimbang adalah sebagai berikut.

Konsentrasi	$[CH_3COOH]$ (M)	$[CH_3COO^-]$ (M)	$[H^+]$ (M)
Awal	0,6	0,4	0
Perubahan	$-x$	$+x$	$+x$
Kesetimbangan	$0{,}6-x$	$0{,}4+x$	x

Persamaan tetapan ionisasi kesetimbangannya adalah

$$K_a = \frac{[H^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \rightarrow 1{,}8\times10^{-5} = \frac{x\,(0{,}4+x)}{0{,}6-x} \approx \frac{x(0{,}4+x)}{0{,}6}$$

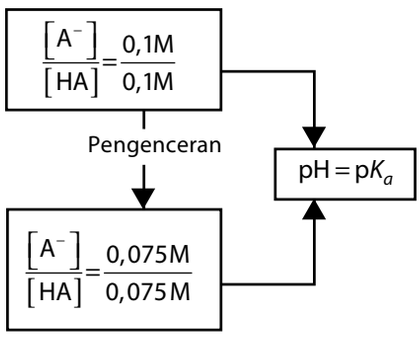
Catatan:

Nilai x pada pembilang (0,6–x) relatif kecil sehingga dapat diabaikan.

Penyelesaian terhadap persamaan tersebut, diperoleh nilai $x = 2{,}7 \times 10^{-5}$. Jadi, konsentrasi H^+ setelah penambahan HCl sebesar $2{,}7 \times 10^{-5}$ M. Nilai pH larutan penyangga setelah penambahan HCl 0,01 mol:

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log (2{,}7 \times 10^{-5}) = 4{,}57.$$

Nilai pH sebelum penambahan HCl = 4,74 (lihat **Contoh 8.5**). Setelah HCl ditambahkan, pH larutan berubah menjadi 4,57 (sekitar 0,17 satuan).



Gambar 8.9
Pengenceran larutan penyangga hanya mengubah konsentrasi molar spesi dalam kesetimbangan, tetapi tidak mengubah perbandingan spesi tersebut.

b. Pengenceran Larutan Penyangga

Mengapa pH larutan penyangga tidak berubah jika diencerkan? Untuk memahami hal ini, dapat ditinjau dari persamaan Henderson-Hasselbalch.

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Basa konjugat}]}{[\text{Asam lemah}]}$$

Nilai pH larutan penyangga hanya ditentukan oleh pK_a dan perbandingan konsentrasi molar pasangan asam basa konjugat. Nilai K_a atau pK_a dari asam lemah tidak bergantung pada konsentrasi asam, tetapi bergantung pada suhu. Oleh sebab itu, pengenceran larutan penyangga tidak akan mengubah nilai pK_a (lihat **Gambar 8.9**).

Konsentrasi molar pasangan asam basa konjugat akan berubah jika volume larutan berubah sebab konsentrasi bergantung pada volume total larutan. Pengenceran larutan akan mengubah semua konsentrasi spesi yang ada dalam larutan, tetapi karena perubahan konsentrasi dirasakan oleh semua spesi maka perbandingan konsentrasi molar pasangan konjugat asam basa tidak berubah. Akibatnya, pH larutan tidak berubah.

Tes Kompetensi Subbab C

Kerjakanlah dalam buku latihan.

1. Berapa pH larutan penyangga yang terbuat dari campuran natrium asetat 0,05 M dan asam asetat 0,01 M? $K_a(CH_3COOH) = 1{,}6 \times 10^{-5}$.
2. Berapa pH larutan penyangga yang dibuat dari campuran NH_4Cl 0,025 M dan NH_3 0,01 M? $K_b(NH_3) = 1{,}6 \times 10^{-5}$.
3. Berapa konsentrasi ion benzoat, $C_6H_5COO^-$ yang harus ditambahkan kepada asam benzoat, C_6H_5COOH, untuk membuat larutan penyangga dengan pH 5? $K_a(C_6H_5COOH) = 6{,}6 \times 10^{-5}$.
4. Larutan penyangga dibuat dengan melarutkan 13 g NaH_2PO_4 dan 15 g Na_2HPO_4 dalam 1 L larutan. Berapakah pH larutan ini?
5. Larutan penyangga mengandung NH_3 0,2 M dan NH_4Cl 0,2 M. Jika ke dalam 1 L larutan itu ditambahkan NaOH 0,001 mol, berapa pH larutan penyangga sebelum dan setelah penambahan NaOH? Diketahui $K_b(NH_3) = 1{,}8 \times 10^{-5}$.
6. Hitung pH setelah gas HCl 0,01 mol ditambahkan ke dalam 250 mL larutan penyangga berikut.
 a. NH_3 0,05 M dan NH_4Cl 0,15 M
 b. NH_3 0,50 M dan NH_4Cl 1,5 M
7. Berapakah pH larutan penyangga yang dibuat dengan melarutkan $NaNO_2$ 0,1 M dan HCl 0,05 M ke dalam 500 mL larutan? Berapa pH larutan jika diencerkan dua kali lipat? $K_a(HNO_2) = 7{,}2 \times 10^{-4}$.

D. Kesetimbangan Kelarutan Garam Sukar Larut

Tidak semua garam dapat larut dalam air. Banyak garam-garam yang kurang larut bahkan dapat dikatakan tidak larut di dalam air. Walaupun tampaknya tidak larut, sesungguhnya masih ada sebagian kecil dari garam-garam itu yang dapat larut dalam air. Kelarutan garam-garam ini membentuk kesetimbangan dengan garam-garam yang tidak larut.

1. Tetapan Hasil Kali Kelarutan Garam

Banyak garam-garam yang larut dalam air terionisasi sempurna membentuk ion-ionnya, tetapi banyak juga garam-garam yang kelarutannya sedikit, bahkan nyaris tidak larut.

Garam-garam yang kurang larut, di dalam air membentuk keadaan setimbang antara garam yang tidak larut dengan yang terlarut dalam keadaan larutan jenuh. Contohnya, kalsium oksalat (CaC_2O_4) membentuk kesetimbangan berikut.

$$CaC_2O_4(s) \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} Ca^{2+}(aq) + C_2O_4^{2-}(aq)$$

Tetapan kesetimbangan untuk kelarutan garam ini adalah sebagai berikut.

$$K = \frac{[Ca^{2+}][C_2O_4^{2-}]}{[CaC_2O_4]}$$

Oleh karena kelarutan garam relatif sangat kecil maka konsentrasi CaC_2O_4 diasumsikan tetap sehingga dapat dipersatukan dengan tetapan kesetimbangan, yaitu:

$$K\,[CaC_2O_4] = [Ca^{2+}]\,[C_2O_4^{2-}]$$

Persamaan ini dapat ditulis:

$$K_{sp} = [Ca^{2+}]\,[C_2O_4^{2-}]$$

Lambang K_{sp} dinamakan tetapan hasil-kali kelarutan (*solubility product constant*) garam-garam sukar larut. Persamaan K_{sp} menyatakan bahwa perkalian konsentrasi ion-ion garam dalam larutan jenuh sama dengan nilai K_{sp}. Oleh karena nilai K_{sp} merupakan suatu tetapan kesetimbangan maka K_{sp} dipengaruhi oleh suhu larutan.

Pada persamaan K_{sp}, konsentrasi hasil kali kelarutan ion-ion garam dipangkatkan sesuai dengan nilai koefisien reaksinya. Hal ini sesuai dengan konsentrasi ion-ion dalam sistem kesetimbangan pada umumnya.

Mahir Menjawab

Kelarutan Ag_2CrO_4 dalam air adalah 10^{-4} M. Kelarutan Ag_2CrO_4 dalam larutan K_2CrO_4 0,01 M adalah

A. 10^{-5} M
B. 2×10^{-5} M
C. 4×10^{-5} M
D. 4×10^{-10} M
E. 5×10^{-6} M

Pembahasan

$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2\,Ag^+ + CrO_4^{2-}$
10^{-4} M $\quad 2 \times 10^{-4}$ M $\quad 10^{-4}$ M
s $\quad 2$ s $\quad$ s

$K_{sp}Ag_2CrO_4 = [Ag^+]^2\,[CrO_4^{2-}]$
$= (2 \times 10^{-4})^2\,(10^{-4})$
$= 4 \times 10^{-12}$

$K_2CrO_4 \longrightarrow 2\,K^+ + CrO_4^{2-}$
0,01 M $\quad$ 0,01 M

$K_{sp}Ag_2CrO_4 = [Ag^+]^2\,[CrO_4^{2-}]$
$4 \times 10^{-12} = [Ag^+]^2\,[0{,}01]$

$[Ag^+] = \sqrt{\frac{4 \times 10^{-12}}{10^{-2}}} = 2 \times 10^{-5}$

Jadi, kelarutan Ag_2CrO_4 dalam K_2CrO_4:

$s = \frac{1}{2} \times 2 \times 10^{-5}$
$= 10^{-5}$

Jadi, jawabannya (A).

UNAS 2004

Contoh 8.7

Penulisan Ungkapan Hasil Kali Kelarutan

Tuliskan persamaan hasil-kali kelarutan untuk garam-garam berikut.
(a) AgCl; (b) Hg_2Cl_2; (c) $Pb_3(AsO_4)_2$

Jawab:

Persamaan kesetimbangan dan tetapan hasil kali kelarutannya adalah

a. $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$
$K_{sp} = [Ag^+]\,[Cl^-]$

b. $Hg_2Cl_2(s) \rightleftharpoons Hg_2^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$
$K_{sp} = [Hg_2^{2+}]\,[Cl^-]^2$

c. $Pb_3(AsO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3Pb^{2+}(aq) + 2AsO_4^{3-}(aq)$
$K_{sp} = [Pb^{2+}]^3\,[AsO_4^{3-}]^2$

Tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}) ditentukan oleh konsentrasi molar ion-ion yang terlarut di dalam air pada keadaan jenuh. Bagaimanakah menghitung tetapan hasil-kali kelarutan dari garam yang sukar larut ini. Simak contoh-contoh berikut.

Contoh 8.8

Menentukan K_{sp} dari Kesetimbangan Ion-Ion Terlarut

Berdasarkan percobaan, ditemukan bahwa PbI_2 dapat larut sebanyak $1{,}2 \times 10^{-3}$ mol per liter larutan jenuh pada 25°C. Berapakah K_{sp} PbI_2?

Jawab:

Nilai K_{sp} ditentukan dari hasil kali konsentrasi ion-ion dalam keadaan kesetimbangan

$PbI_2(aq) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2I^-(aq)$
$1{,}2 \times 10^{-3}$ M $\quad 1{,}2 \times 10^{-3}$ M $\quad 2(1{,}2 \times 10^{-3})$ M

$K_{sp} = [Pb^{2+}]\,[I^-]^2$
$= (1{,}2 \times 10^{-3})\,(2{,}4 \times 10^{-3})^2$
$= 6{,}9 \times 10^{-9}$

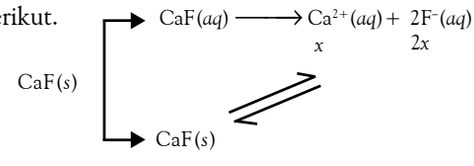
Contoh 8.9

Menentukan Kelarutan Garam dari K_{sp}

Mineral fluorit mengandung CaF_2. Hitung kelarutan CaF_2 dalam air. Diketahui $K_{sp}(CaF) = 3{,}4 \times 10^{-11}$.

Jawab:

Misalkan, x adalah kelarutan molar CaF_2. Jika padatan CaF_2 dilarutkan ke dalam 1 liter larutan, dari x mol CaF yang terlarut akan terbentuk x mol Ca^{2+} dan $2x$ mol F^-. Lihat diagram berikut.



$K_{sp} = [Ca^{2+}][F^-]^2$
$3{,}4 \times 10^{-11} = (x)\,(2x)^2 \rightarrow x = 2 \times 10^{-4}$

Jadi, kelarutan $CaF_2 = 2 \times 10^{-4}$ M.

Beberapa tetapan hasil kali kelarutan garam-garam yang sukar larut ditunjukkan tabel berikut.

Tabel 8.2 Tetapan Hasil Kali Kelarutan (K_{sp}) Beberapa Garam Sukar Larut

Garam Sukar Larut	Rumus	K_{sp}
Aluminium hidroksida	$Al(OH)_3$	$4{,}6 \times 10^{-33}$
Barium karbonat	$BaCO_3$	$1{,}2 \times 10^{-10}$
Barium kromat	$BaCrO_4$	$1{,}0 \times 10^{-6}$
Barium sulfat	$BaSO_4$	$1{,}1 \times 10^{-10}$
Besi(II) hidroksida	$Fe(OH)_2$	$8{,}0 \times 10^{-16}$
Besi(II) sulfida	FeS	$6{,}0 \times 10^{-18}$
Besi(III) hidroksida	$Fe(OH)_3$	$2{,}5 \times 10^{-39}$
Kadmium oksalat	CdC_2O_4	$1{,}5 \times 10^{-8}$
Kadmium sulfida	CdS	$8{,}0 \times 10^{-27}$
Kalsium karbonat	$CaCO_3$	$3{,}8 \times 10^{-9}$
Kalsium fluorida	CaF_2	$3{,}4 \times 10^{-11}$
Kalsium oksalat	CaC_2O_4	$2{,}3 \times 10^{-9}$
Kalsium fosfat	$Ca_3(PO_4)_2$	$1{,}0 \times 10^{-26}$
Kalsium sulfat	$CaSO_4$	$2{,}4 \times 10^{-5}$

Sumber: *General Chemistry*, 1990

2. Pengaruh Ion Senama

Bagaimanakah kelarutan $CaCO_3$ jika ke dalam larutan itu ditambahkan $CaCl_2$? Garam yang ditambahkan sama-sama mengandung kation Ca^{2+}. Oleh karena kelarutan $CaCO_3$ membentuk kesetimbangan antara $CaCO_3(aq)$ terlarut dan $CaCO_3(s)$ yang tidak larut maka penambahan ion senama akan menggeser posisi kesetimbangan garam kalisum karbonat.

Ke arah manakah pergeseran kesetimbangan terjadi? Oleh karena yang ditambahkan adalah ion Ca^{2+} maka kesetimbangan akan bergeser ke arah garam yang tidak larut. Tinjaulah sistem kesetimbangan garam kalsium karbonat dalam pelarut air berikut.

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

Penambahan ion Ca^{2+} ke dalam larutan $CaCO_3$ akan menggeser posisi kesetimbangan ke arah pengendapan $CaCO_3$.

$$CaCO_3(s) \longleftarrow Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

Dengan demikian, pengaruh ion senama akan menurunkan kelarutan garam-garam yang sukar larut di dalam air.



Sumber: *Chemistry for You*, 2002

Gambar 8.10
Pengaruh ion senama akan mendesak ion-ion yang sejenis untuk meninggalkan larutan.

Contoh 8.10

Pengaruh Ion Senama

Berapakah kelarutan CaC_2O_4 dalam satu liter larutan $CaCl_2$ 0,15 M? Bandingkan kelarutan CaC_2O_4 dalam air murni. Diketahui K_{sp} $CaC_2O_4 = 2{,}3 \times 10^{-9}$.

Jawab:

Dua macam garam memiliki ion senama Ca^{2+}. Salah satunya garam $CaCl_2$ yang larut, menyediakan ion Ca^{2+} dan akan menekan kelarutan CaC_2O_4.

Sebelum CaC_2O_4 dilarutkan, terdapat 0,15 mol Ca^{2+} dari $CaCl_2$. Jika kelarutan CaC_2O_4 x M maka akan terbentuk x mol Ca^{2+} tambahan dan x mol $C_2O_4^{2-}$, seperti ditunjukkan pada tabel berikut.

Konsentrasi	$CaC_2O_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + C_2O_4^{2-}(aq)$	
Awal	0,15	0
Perubahan	$+x$	$+x$
Kesetimbangan	$0{,}15 + x$	x

Kata Kunci

- Tetapan hasil kali kelarutan
- Pengaruh ion senama

Dengan memasukkan konsentrasi ion-ion ke dalam persamaan K_{sp} (CaC_2O_4), diperoleh:

$K_{sp} = [Ca^{2+}]\ [C_2O_4^{2-}]$

$2{,}3 \times 10^{-9} = (0{,}15 + x)\ x$

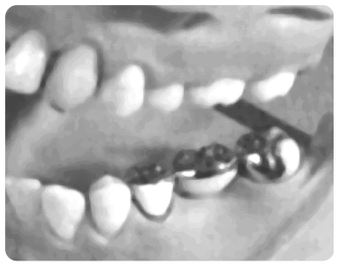
Oleh karena CaC_2O_4 kurang larut maka nilai x dapat diabaikan terhadap nilai 0,15 sehingga

$$x \approx \frac{2{,}3\ x\ 10^{-9}}{0{,}15} = 1{,}5\ x\ 10^{-8}$$

Jadi, kelarutan CaC_2O_4 dalam larutan $CaCl_2$ 0,15 M adalah $1{,}5 \times 10^{-8}$ M.
Kelarutan CaC_2O_4 dalam air murni: $4{,}8 \times 10^{-5}$ M, lebih besar 3.000 kali dibandingkan dalam $CaCl_2$ 0,15 M.

3. Pengaruh pH terhadap Kelarutan

Pada pembahasan sebelumnya, dijelaskan bahwa garam-garam yang ionnya berasal dari asam atau basa lemah akan terhidrolisis dan mengubah pH larutan. Bagaimanakah kelarutan garam-garam yang berasal dari asam atau basa lemah jika dilarutkan dalam larutan asam atau basa?



Sumber: *Sougou Kagashi*

Gambar 8.11
Penyakit gigi berlubang dapat timbul karena sering mengonsumsi makanan yang mengandung gula dan kurangnya menjaga kebersihan gigi.

Tinjaulah kesetimbangan MgC_2O_4 dengan ion-ionnya yang terlarut berikut.

$$MgC_2O_4(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + C_2O_4^{2-}(aq)$$

Oleh karena ion oksalat ($C_2O_4^{2-}$) adalah basa konjugat dari asam lemah maka ion tersebut dapat bereaksi dengan ion H^+ dari asam.

$$C_2O_4^{2-}(aq) + H^+(aq) \rightleftharpoons HC_2O_4^-(aq)$$

Menurut Le Chatelier, ion $C_2O_4^{2-}$ keluar dari kesetimbangan akibat bereaksi dengan ion H^+. Hal ini berarti padatan MgC_2O_4 akan bergeser ke arah pelarutan.

$$MgC_2O_4(s) \longrightarrow Mg^{2+}(aq) + C_2O_4^{2-}(aq)$$

Dengan demikian, magnesium oksalat menjadi lebih larut dalam larutan asam daripada dalam air murni.

Pengaruh asam terhadap kelarutan garam dapat diamati pada peluruhan gigi. Bakteri gigi menghasilkan media yang bersifat asam akibat metabolisme gula. Secara normal, gigi tersusun dari mineral hidroksiapatit yang ditulis sebagai $Ca_5(PO_4)_3OH$ atau $3Ca_3(PO_4)_2.Ca(OH)_2$. Garam mineral dengan anion dari asam lemah larut dengan adanya medium asam yang dapat menimbulkan lubang pada gigi.

Pasta gigi yang mengandung ion F^- dapat menggantikan ion OH^- pada gigi membentuk fluorapatit, $Ca_5(PO_4)_3F$ yang kelarutannya lebih rendah dibandingkan hidroksiapatit.

Contoh 8.11

Pengaruh pH terhadap Kelarutan Garam

Di antara garam berikut: $CaCO_3$ dan $CaSO_4$, manakah yang kelarutannya dipengaruhi oleh asam?

Jawab:

Kalsium karbonat membentuk kesetimbangan kelarutan sebagai berikut.

$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$

Jika asam kuat ditambahkan, ion H^+ akan bereaksi dengan ion karbonat sebab ion ini merupakan basa konjugat dari asam lemah (HCO_3^-).

$H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq)$

Oleh karena ion CO_3^{2-} keluar dari kesetimbangan maka kelarutan $CaCO_3$ menjadi tinggi. Ion HCO_3^- dapat bereaksi lagi dengan ion H^+ menghasilkan gas CO_2. Persamaan reaksinya sebagai berikut.

$H^+(aq) + HCO_3^-(aq) \longrightarrow H_2O(\ell) + CO_2(g)$

Gas CO_2 meninggalkan larutan sehingga kelarutan $CaCO_3$ semakin tinggi lagi.

Adapun pada garam $CaSO_4$, reaksi kesetimbangannya adalah

$CaSO_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

Oleh karena ion SO_4^{2-} adalah basa konjugat dari asam lemah maka SO_4^{2-} dapat bereaksi dengan ion H^+:

$H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightleftharpoons HSO_4^-(aq)$

Oleh karena ion HSO_4^- memiliki tingkat keasaman lebih kuat dari HCO_3^- maka ion HSO_4^- tidak bereaksi lagi dengan ion H^+. Akibatnya, kelarutan $CaSO_4$ lebih rendah dibandingkan $CaCO_3$ di dalam larutan yang bersifat asam.

4. Pemisahan Ion-Ion Logam

Umumnya garam-garam sulfida kurang larut dalam air, tetapi kelarutannya tinggi dalam larutan yang bersifat asam. Sifat seperti ini dimanfaatkan untuk memisahkan campuran ion-ion logam.

Andaikan suatu larutan mengandung campuran ion Zn^{2+} 0,1 M dan ion Pb^{2+} 0,1 M. Bagaimana memisahkan kedua logam tersebut?

Untuk memisahkannya dapat dilakukan berdasarkan pembentukan logam sulfida dengan cara mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan itu. Gas H_2S akan terurai membentuk ion H^+ dan S^{2-}.

Ion sulfida (S^{2-}) yang dihasilkan dengan cara ini dapat bereaksi dengan ion logam membentuk logam sulfida.

$$Zn^{2+}(aq) + S^{2-}(aq) \rightleftharpoons ZnS(s)$$
$$Pb^{2+}(aq) + S^{2-}(aq) \rightleftharpoons PbS(s)$$

Untuk mengetahui logam sulfida mana yang mengendap dapat ditentukan berdasarkan nilai hasil kali kelarutan, kemudian dibandingkan dengan nilai K_{sp}-nya.

Konsentrasi ion S^{2-} dalam larutan setara dengan $K_a(H_2S) = 1{,}2 \times 10^{-13}$ sehingga hasil kali kelarutan ion-ion ZnS adalah sebagai berikut.

$$[Zn^{2+}][S^{2-}] = (0{,}1)\ (1{,}2 \times 10^{-13}) = 1{,}2 \times 10^{-14}.$$

Hasil kali konsentrasi molar ion Zn^{2+} dan S^{2-} lebih besar daripada K_{sp} (ZnS) yaitu $1{,}1 \times 10^{-21}$ maka seng(II) sulfida mengendap. Demikian juga hasil kali konsentrasi ion-ion $[Pb^{2+}]\ [S^{2-}] = 1{,}2 \times 10^{-14}$ lebih besar dari $K_{sp}(PbS) = 2{,}5 \times 10^{-27}$ sehingga timbal(II) sulfida juga mengendap.

Oleh karena ZnS dan PbS keduanya mengendap maka kedua ion tersebut belum dapat dipisahkan. Untuk memisahkan kedua logam tersebut dapat dilakukan dengan cara mengasamkan larutan.

Simak pengaruh penambahan asam kuat ke dalam larutan Zn^{2+} dan Pb^{2+} sebelum dijenuhkan dengan gas H_2S. Ion H^+ dari asam kuat akan menekan ionisasi H_2S sehingga menurunkan konsentrasi ion S^{2-}.

$$H_2S(g) \longleftarrow H^+(aq) + S^{2-}(aq)$$

Dengan mengatur konsentrasi ion H^+ (pH larutan) maka kelarutan ion S^{2-} dapat diatur, tentunya pengendapan ZnS dan PbS dapat dikendalikan. Oleh karena K_{sp} PbS jauh lebih kecil dibandingkan ZnS maka PbS akan mengendap lebih dulu pada pH tertentu.

Tes Kompetensi Subbab D

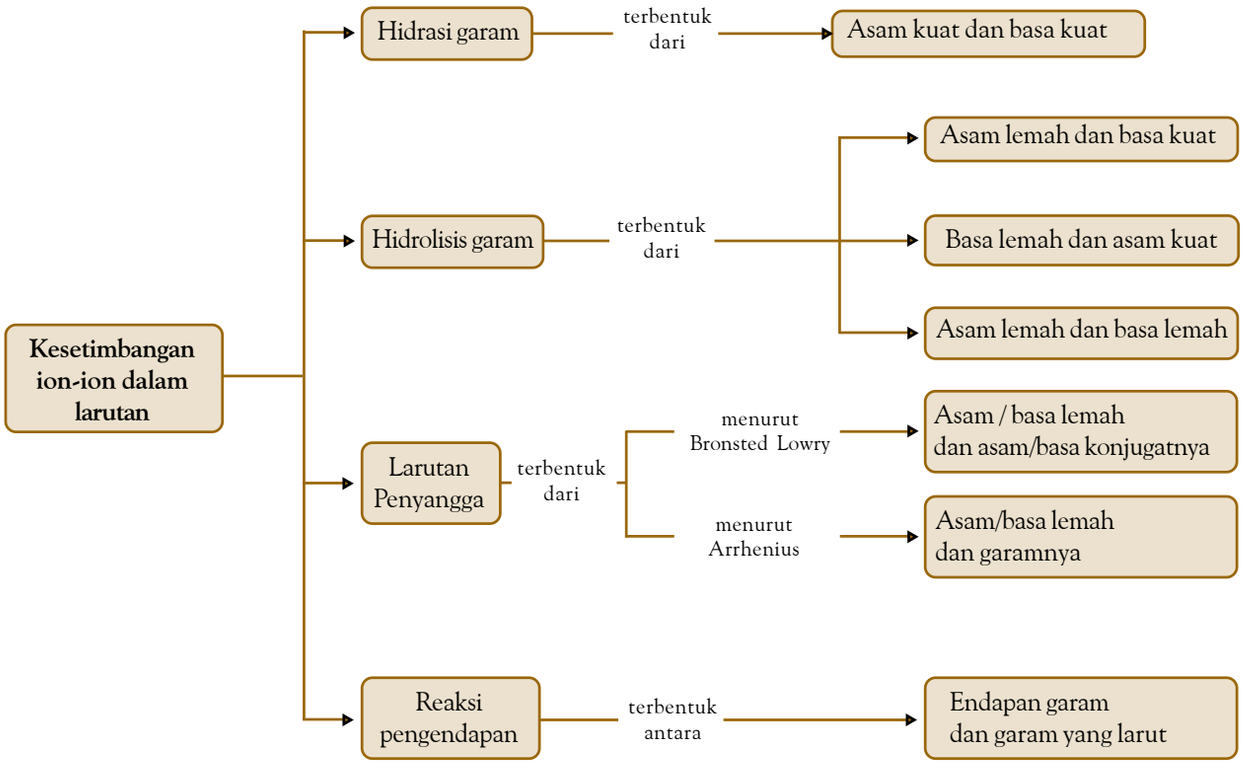
Kerjakanlah dalam buku latihan.

1. Tuliskan persamaan hasil kali kelarutan untuk garam-garam berikut: (a) $CaCO_3$; (b) $Ca_3(PO_4)_2$; (c) PbS.
2. Satu liter larutan yang jenuh dengan kalsium oksalat, CaC_2O_4 diuapkan hingga kering menghasilkan 0,0061 g residu CaC_2O_4. Hitung K_{sp} garam tersebut?
3. Berapakah kelarutan molar kalsium fosfat, $Ca_3(PO_4)_2$, dalam 0,15 M kalsium klorida? Diketahui K_{sp} $Ca_3(PO_4)_2 = 1{,}0 \times 10^{-26}$.
4. Garam manakah yang kelarutannya lebih tinggi di dalam suasana asam, AgCl atau AgCN?
5. Suatu larutan mengandung Co^{2+} 0,10 M dan Hg^{2+} 0,10 M. Hitunglah rentang pH saat hanya satu logam sulfida yang mengendap ketika larutan dijenuhkan dengan H_2S.

Rangkuman

1. Garam-garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat di dalam air akan terhidrasi. Garam-garam ini tidak mengubah pH larutan.
2. Garam-garam yang berasal dari asam atau basa lemah di dalam air akan terhidrolisis. Garam-garam seperti ini dapat mengubah pH larutan.
3. Tetapan kesetimbangan untuk garam-garam yang terhidrolisis dapat ditentukan melalui persamaan, $K_w = K_a \times K_b$.
4. Penambahan ion sejenis ke dalam larutan garam yang terhidrolisis akan membentuk larutan penyangga.
5. Menurut Teori Asam Basa Arrhenius, larutan penyangga adalah campuran asam lemah dan garamnya atau basa lemah dan garamnya
6. Menurut Teori Asam Basa Bronsted-Lowry, larutan penyangga adalah campuran asam lemah dan basa konjugatnya atau basa lemah dan asam konjugatnya.
7. Prinsip larutan penyangga adalah adanya kesetimbangan antara asam lemah atau basa lemah dengan basa atau asam konjugatnya. Sistem kesetimbang ini dapat mempertahankan pH larutan penyangga.
8. Persamaan untuk menentukan pH dan pOH larutan penyangga dirumuskan pertama kali oleh Henderson-Hasselbalch.
9. pH larutan penyangga dikendalikan oleh perbandingan konsentrasi pasangan asam lemah dan basa konjugatnya dan tetapan ionisasi dari asam atau basa lemah.
10. Penambahan sedikit asam atau basa kuat terhadap larutan penyangga tidak mengubah pH larutan penyangga secara signifikan.
11. Prinsip kesetimbangan juga terdapat pada garam-garam yang sukar larut dalam air. Garam-garam ini membentuk kesetimbangan di antara padatan dan ion-ion yang larut dengan konsentrasi sangat kecil.
12. Hasil kali kelarutan garam-garam sukar larut bersifat tetap selama suhu tetap. Hasil kali ini dilambangkan dengan K_{sp}, yaitu tetapan hasil kali kelarutan dari garam-garam sukar larut.
13. Penambahan ion senama ke dalam larutan garam yang sukar larut mengakibatkan kelarutan garam akan berkurang.
14. Penurunan pH larutan (larutan dibuat asam) akan meningkatkan kelarutan garam-garam yang berasal dari asam lemah.
15. Campuran ion-ion logam di dalam larutan dapat dipisahkan satu dengan lainnya berdasarkan harga K_{sp} dan pengaturan pH larutan.

Peta Konsep



Refleksi

Setelah mempelajari bab ini, Anda tentu telah dapat memahami bagaimana cara mengidentifikasi ciri-ciri beberapa garam yang dapat terhidrolisis dalam air dan garam yang tidak terhidrolisis. Anda juga telah mengetahui hubungan antara tetapan hidrolisis, tetapan ionisasi air, dan konsentrasi OH^- atau H^+ dari larutan garam yang terhidrolisis.

Pada Bab 8 ini Anda juga telah memahami konsep larutan penyangga, membuktikannya melalui pengamatan, dan mempelajari perhitungan pH larutan penyangga. Perhitungan pH menerapkan Hukum Kesetimbangan sehingga dapat diketahui bagaimanakah pengaruh penambahan asam atau basa terhadap pH larutan penyangga.

Pada pembahasan selanjutnya dijelaskan bagaimana cara menentukan tetapan hasil kali kelarutan suatu garam, pengaruh ion senama terhadap kelarutan dan arah pergeseran kesetimbangan. Dengan memahami konsep tersebut Anda dapat memisahkan ion-ion logam berdasarkan kelarutannya.

Menurut pemahaman Anda apakah manfaat lainnya dari mempelajari bab ini?

Evaluasi Kompetensi Bab 8

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Titrasi asam lemah oleh basa kuat mencapai titik setara pada pH > 7. Hal ini disebabkan garam yang terbentuk
 A. terhidrasi sebagian
 B. terhidrasi total
 C. terhidrolisis total
 D. tehidrolisis sebagian
 E. menjadi larutan penyangga

2. Pada titrasi asam kuat oleh basa lemah, setelah titik setara tercapai, penambahan kembali basa lemah akan menyebabkan campuran
 A. terhidrasi sebagian
 B. terhidrasi total
 C. terhidrolisis total
 D. terhidrolisis sebagian
 E. membentuk larutan penyangga

3. Titrasi asam lemah oleh basa kuat memiliki titik setara pada pH 10. Nilai pK_a dari asam lemah tersebut adalah
 A. 4 D. 7
 B. 5 E. 8
 C. 6

4. Campuran berikut yang bersifat asam adalah
 A. 100 mL NaOH 0,1 M + 100 mL HCl 0,1 M
 B. 50 mL NaOH 0,1 M + 50 mL CH_3COOH 0,1 M
 C. 50 mL KOH 0,1 M + 50 mL HCN 0,1 M
 D. 100 mL NH_3 0,1 M + 50 mL HCl 0,1 M
 E. 100 mL NH_3 0,1 M + 100 mL HCl 0,1 M

5. Indikator yang paling tepat digunakan pada titrasi CH_3COOH 0,1 M oleh NaOH 0,1 M adalah
 A. metil merah (rentang pH: 3,5 – 4,8)
 B. bromkresol hijau (rentang pH: 4,6 – 5,8)
 C. bromtimol biru (rentang pH: 6,0 – 8,0)
 D. fenolftalien (rentang pH: 8,0 – 10,0)
 E. alizarin kuning (rentang pH: 10,0 – 12,5)

6. Di antara garam berikut di dalam air akan terhidrasi sempurna adalah
 A. $(NH_4)_2SO_4$ D. KNO_3
 B. $AlCl_3$ E. $NaHSO_4$
 C. $NaHCO_3$

7. Di antara garam berikut di dalam air kationnya akan terhidrolisis adalah
 A. NH_4Cl D. KNO_3
 B. $BaCl_2$ E. $MgSO_4$
 C. $NaHCO_3$

8. Di antara garam berikut di dalam air anionnya akan terhidrolisis adalah
 A. NH_4Cl D. $NaNO_3$
 B. $MgCl_2$ E. Na_2SO_4
 C. Na_2HCO_3

9. Di antara garam berikut di dalam air akan terhidrolisis total adalah
 A. NH_4CN D. KCN
 B. $MgBr_2$ E. $(NH_4)_2SO_4$
 C. NaCN

10. Larutan berikut memiliki konsentrasi sama, tetapi pH berbeda. Nilai pH paling tinggi adalah
 A. KNO_3 D. CH_3NH_2
 B. CH_3COONa E. NH_4Cl
 C. NaCN

11. **Ebtanas 1998**:
 Garam-garam berikut yang mengalami hidrolisis total adalah
 A. CH_3COONa D. NH_4Cl
 B. CH_3COONH_4 E. NaCN
 C. NaCl

12. **Ebtanas 1999**:
 Garam berikut yang kelarutannya dalam air bersifat basa adalah
 A. CH_3COOK D. CH_3COONH_4
 B. Na_2SO_4 E. NH_4Cl
 C. NaCl

13. **Ebtanas 2000**:
 Larutan garam yang memiliki pH > 7 terdapat pada larutan
 A. NaCl D. Na_2SO_4
 B. NH_4Cl E. K_2SO_4
 C. K_2CO_3

14. Jika K_a $(CH_3COOH) = 1 \times 10^{-5}$ maka pH larutan CH_3COONa 0,1 M adalah
 A. 3 D. 7
 B. 9 E. 13
 C. 11

15. Jika $K_b(NH_3) = 1 \times 10^{-5}$, pH larutan NH_4Cl 0,1 M adalah
 A. 3 D. 7
 B. 9 E. 13
 C. 5

16. Jika 250 mL CH_3COOH 0,1M ($K_a = 1 \times 10^{-5}$) dicampurkan dengan 250 mL larutan KOH 0,1 M, pH campurannya adalah
 A. 1,35 B. 2,19
 B. 4,69 E. 8,85
 C. 5,15

17. Larutan penyangga dapat dibuat dengan cara mencampurkan larutan
 A. HNO_3 dan CH_3COONa
 B. HNO_3 dan $NaNO_3$
 C. H_3PO_4 dan CH_3COONa

D. HNO_3 dan CH_3COONa
E. CH_3COOH dan CH_3COONa

18. Campuran berikut yang akan membentuk larutan penyangga adalah
A. 100 mL NaOH 0,1 M + 100 mL HCl 0,1 M
B. 50 mL NaOH 0,1 M + 50 mL CH_3COOH 0,2 M
C. 50 mL $KHSO_4$ 0,1 M + 50 mL K_2SO_4 0,1 M
D. 100 mL NH_3 0,1 M + 100 mL HCl 0,1 M
E. 100 mL NH_3 0,1 M + 100 mL CH_3COOH 0,1 M

19. **Ebtanas 1997**:

Larutan	pH Awal	pH Setelah Penambahan		
		Asam	Basa	Air
P	5,00	5,00	5,00	5,00
Q	5,00	2,00	12,00	5,00
R	9,00	2,00	12,00	8,00
S	7,00	5,50	12,50	6,00
T	6,00	4,50	8,00	6,00

Pada tabel tersebut yang merupakan larutan penyangga adalah
A. P
B. R
C. S
D. Q
E. T

20. **Ebtanas 1999**:
Pasangan larutan berikut yang menghasilkan larutan penyangga adalah
A. 100 mL NH_4OH 0,2 M + 100 mL HCl 0,1 M
B. 100 mL NH_4OH 0,2 M + 100 mL HCl 0,3 M
C. 100 mL NaOH 0,2 M + 100 mL $C_2H_4O_2$ 0,2 M
D. 100 mL NaOH 0,2 M + 100 mL HCN 0,1 M
E. 100 mL NaOH 0,2 M + 100 mL HCl 0,2 M

21. Jika dikethuai K_a (CH_3COOH) = 1 $\times 10^{-5}$, pH larutan yang dibuat dari campuran 100 mL CH_3COOH 0,5 M dan 50 mL CH_3COONa 1 M adalah
A. 3
B. 7
C. 9
D. 5
E. 11

22. Berapa pH larutan yang dibuat dari campuran 50 mL NH_3 0,5 M dan 50 mL NH_4Cl 0,5 M?
Diketahui K_b (NH_3) = 1×10^{-5}
A. 3
B. 7
C. 9
D. 5
E. 11

23. Suatu larutan penyangga berasal dari campuran asam asetat dan kalium asetat memiliki pH = 5,24. Diketahui K_a(HAs) = $1{,}8 \times 10^{-5}$. Perbandingan [As$^-$]:[HAs] dalam larutan ini adalah
A. 1:1
B. 5:1
C. 1:3
D. 3:1
E. 1:5

24. Perbandingan volume dari campuran larutan CH_3COOH 0,1 M dan larutan CH_3COONa 0,1 M agar menghasilkan larutan penyangga dengan pH 5 adalah K_a (CH_3COOH) = 1×10^{-5}
A. 1 : 1
B. 1 :2
C. 2 : 3
D. 2 : 1
E. 3 : 2

25. Jika ke dalam larutan penyangga yang terdiri atas campuran NaCN dan HCN ditambahkan sedikit asam, pH larutan relatif tidak berubah akibat terjadinya pergeseran kesetimbangan
A. $HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$ ke kiri
B. $HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$ ke kanan
C. $CN^- + OH^- \rightleftharpoons HCN + Na^+$ ke kiri
D. $CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$ ke kiri
E. $CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$ ke kanan

26. Penambahan air ke dalam larutan penyangga akan menyebabkan
A. pH larutan berubah
B. pK_a larutan berubah
C. pH dan pK_a tetap
D. pK_a berubah, tetapi pH tetap
E. pH tetap, tetapi pK_a tetap

27. Hasil kali kelarutan (K_{sp}) Ag_2SO_4 = $3{,}2 \times 10^{-5}$, kelarutannya dalam 1 L air adalah
A. 2×10^{-5}
B. $1 \times 10^{-2,5}$
C. 4×10^{-2}
D. 2×10^{-3}
E. 1×10^{-2}

28. Dalam 1 L air dapat larut $1{,}4 \times 10^{-12}$ mol Ag_2CrO_4. Hasil kali kelarutan Ag_2CrO_4 adalah
A. $1{,}4 \times 10^{-36}$
B. $1{,}1 \times 10^{-35}$
C. $1{,}9 \times 10^{-24}$
D. $2{,}7 \times 10^{-18}$
E. $1{,}4 \times 10^{-12}$

29. **Ebtanas 1998**:
Perhatikan tabel K_{sp} senyawa karbonat dengan konsentrasi ion pembentuknya:

Rumus Zat	K_{sp}	Konsentrasi (mol L^{-1})	
		Ion (+)	Ion (–)
$MgCO_3$	$3{,}5 \times 10^{-8}$	$1{,}0 \times 10^{-5}$	$3{,}0 \times 10^{-6}$
$CaCO_3$	$9{,}0 \times 10^{-9}$	$3{,}0 \times 10^{-4}$	$3{,}0 \times 10^{-5}$
$SrCO_3$	$9{,}3 \times 10^{-10}$	$1{,}0 \times 10^{-6}$	$1{,}0 \times 10^{-5}$
$BaCO_3$	$8{,}9 \times 10^{-9}$	$2{,}0 \times 10^{-4}$	$4{,}0 \times 10^{-5}$
$FeCO_3$	$2{,}1 \times 10^{-11}$	$1{,}0 \times 10^{-4}$	$2{,}0 \times 10^{-4}$

Berdasarkan data pada tabel di atas, endapan yang akan terbentuk jika ion (+) dan ion (–) direaksikan adalah
A. $MgCO_3$
B. $SrCO_3$
C. $BaCO_3$
D. $CaCO_3$
E. $FeCO_3$

30. Jika kelarutan CaF_2 sama dengan a mol L^{-1}, nilai K_{sp} larutan garam ini adalah
A. $\frac{1}{4}a^3$
B. a
C. $2a^3$
D. $\frac{1}{2}a^3$
E. $4a^3$

31. **UMPTN 1998/A:**

Pada suhu tertentu, 0,35 g BaF_2 (M_r = 175) dilarutkan dalam air murni membentuk 1 L larutan jenuh. Hasil kali kelarutan BaF_2 pada suhu tersebut adalah

A. $1,7 \times 10^{-2}$
B. $3,2 \times 10^{-6}$
C. $3,2 \times 10^{-8}$
D. $3,2 \times 10^{-9}$
E. $4,0 \times 10^{-9}$

32. Garam yang kelarutannya paling besar adalah

A. AgCl, $K_{sp} = 1 \times 10^{-10}$
B. AgI, $K_{sp} = 1 \times 10^{-16}$
C. Ag_2CrO_4, $K_{sp} = 3,2 \times 10^{-12}$
D. Ag_2S, $K_{sp} = 1,6 \times 10^{-49}$
E. $Ag_2C_2O_4$, $K_{sp} = 1,1 \times 10^{-11}$

33. Jika konsentrasi Ca^{2+} dalam larutan jenuh CaF_2 = 2×10^{-4} mol L^{-1}, hasil kali kelarutan CaF_2 adalah

A. 8×10^{-8}
B. $3,2 \times 10^{-11}$
C. 4×10^{-12}
D. $1,6 \times 10^{-12}$
E. 2×10^{-12}

34. Di antara senyawa berikut yang mempunyai kelarutan molar paling besar adalah

A. $PbSO_4$ $K_{sp} = 2,0 \times 10^{-8}$
B. CaF_2 $K_{sp} = 1,7 \times 10^{-10}$
C. $Al(OH)_3$ $K_{sp} = 2,0 \times 10^{-33}$
D. $Fe(OH)_3$ $K_{sp} = 1,1 \times 10^{-30}$
E. $PbCl_2$ $K_{sp} = 1,6 \times 10^{-5}$

35. Pernyataan berikut yang paling tepat adalah

A. kelarutan MgF_2 dalam NaF 0,1 M lebih besar dibandingkan kelarutannya dalam air
B. kelarutan MgF_2 dalam NaF 0,1 M lebih kecil dibandingkan kelarutannya dalam air
C. kelarutan MgF_2 dalam NaF 0,1 M sama dengan kelarutannya dalam air
D. kelarutan MgF_2 dalam air tidak dipengaruhi oleh adanya NaF
E. kelarutan MgF_2 tidak dipengaruhi oleh suhu

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Sebanyak 50 mL asam asetat 0,10 M (pK_a=4,75) dititrasi dengan larutan NaOH 0,1 M. Hitung pH setelah penambahan NaOH sebanyak:

 (a) 0,0 mL; (b) 25 mL; (c) 50 mL; (d) 75 mL

2. Untuk setiap garam berikut, tunjukkan apakah larutan akan bersifat asam, basa, atau netral.

 (a) $Fe(NO_3)_3$; (b) Na_2CO_3; (c) $Ca(CN)_2$; (d) NH_4Cl

3. Berapakah pH larutan natrium propionat, $NaC_3H_5O_2$ 0,025 M? Berapakah konsentrasi asam propionat dalam larutan? Diketahui $K_a(CH_3CH_2COOH) = 1,3 \times 10^{-5}$.

4. Berapakah pH larutan penyangga yang terbuat dari campuran natrium asetat 0,05 M dan asam asetat 0,01 M? $K_a(CH_3COOH) = 1,6 \times 10^{-5}$.

5. Larutan penyangga dibuat dengan melarutkan $NaHCO_3$ dan Na_2CO_3 dalam air. Tuliskan persamaan yang menunjukkan bahwa larutan penyangga ini dapat menetralkan meskipun dengan penambahan sedikit H^+ dan OH^-?

6. Darah normal memiliki pH = 7,4. Berapakah perbandingan konsentrasi H_2CO_3 terhadap HCO_3^- dalam darah?

 $H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$

 Diketahui K_a (H_2CO_3) = $4,3 \times 10^{-7}$.

7. Berapakah pH larutan penyangga yang dibuat dengan mencampurkan NH_3 0,10 M dan NH_4^+ 0,10 M? Berapakah pH larutan tersebut jika 12 mL HCl 0,2 M ditambahkan ke dalam 125 mL larutan penyangga? $K_b(NH_3) = 1,6 \times 10^{-5}$.

8. Satu liter larutan penyangga dibuat dengan melarutkan $NaNO_2$ 0,10 M dan HNO_2 0,05 M ke dalam air. Berapakah pH larutan? Jika larutan diencerkan dua kali lipat dengan air, berapakah pH larutan sekarang? $K_a(HNO_2) = 7,2 \times 10^{-4}$.

9. Kelarutan magnesium fluorida, MgF_2 dalam air adalah 0,0076 g L^{-1}. Berapakah kelarutan (dalam g L^{-1}) magnesium fluorida dalam NaF 0,02 M?

10. K_{sp} hidroksiapatit, $Ca_5(PO_4)_3OH$ adalah $6,8 \times 10^{-37}$.

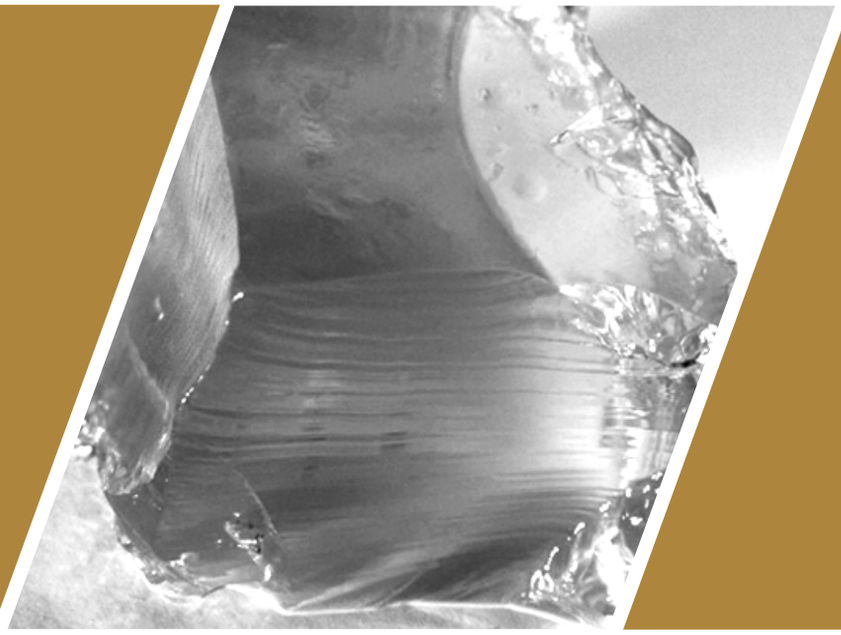
 a. Hitung kelarutan hidroksiapatit dalam air murni (dalam mol per liter).

 b. Bagaimanakah kelarutan hidroksiapatit jika dipengaruhi oleh sedikit asam?

 c. Jika hidroksiapatit diolah dengan fluorida, bentuk mineral fluoroapatit, $Ca_5(PO_4)_3F$ (K_{sp} = $1,0 \times 10^{-60}$). Hitunglah kelarutan fluoroapatit dalam air.

Bab

9



Sumber: *art-mind.org*

Agar-agar merupakan suatu sistem koloid.

Sistem Koloid

Hasil yang harus Anda capai:

menjelaskan sistem dan sifat koloid serta penerapannya dalam kehidupan sehari-hari.

Setelah mempelajari bab ini, Anda harus mampu:

- membuat berbagai sistem koloid dengan bahan-bahan yang ada di sekitarnya;
- mengelompokkan sifat-sifat koloid dan penerapannya dalam kehidupan sehari-hari.

Tahukah Anda mengapa pada siang hari ruangan yang tidak terkena cahaya matahari secara langsung tampak terang? Mengapa biskuit di dalam kaleng tetap kering walaupun telah lama disimpan? Zat apakah yang ditambahkan ke dalam kaleng itu? Lain pula halnya pada minyak dan zaitun jika dicampurkan menghasilkan campuran berupa susu. Campuran ini dapat menghamburkan cahaya, sedangkan air dan minyak zaitun, masing-masing dapat tembus cahaya. Perubahan apakah yang terjadi dalam sistem tersebut? Peristiwa-peristiwa di atas terjadi karena adanya sistem koloid. Apakah sistem koloid itu?

Koloid adalah salah satu jenis campuran homogen yang memiliki sifat-sifat berbeda dengan larutan yang selama ini Anda ketahui. Perbedaan sifat ini disebabkan oleh ukuran partikel zat terlarut yang lebih besar dibandingkan dengan larutan. Koloid memiliki aplikasi luas mencakup banyak material yang ada di alam maupun yang dikembangkan di industri, seperti kosmetik, obat-obatan, pengolahan air minum, sampai material bangunan. Apa sajakah sifat-sifat koloid itu? dan bagaimanakah pemanfaatannya? Anda akan mengetahuinya setelah mempelajari bab ini.

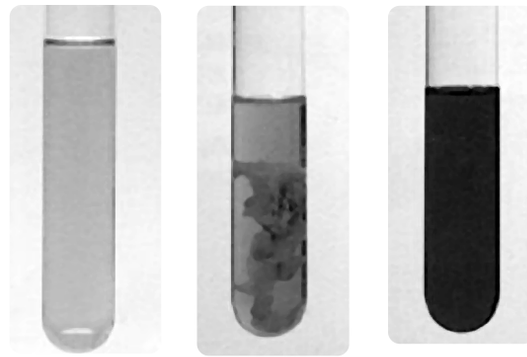
A. Penggolongan dan Sifat-Sifat Koloid
B. Kestabilan Koloid
C. Pembuatan Koloid

Tes Kompetensi Awal

1. Apakah yang Anda ketahui tentang larutan?
2. Jelaskan perbedaan antara larutan dan campuran.
3. Sebutkan penggolongan campuran. Jelaskan definisinya.

A. Penggolongan dan Sifat-Sifat Koloid

Selama ini Anda memahami bahwa campuran ada dua macam, yaitu campuran homogen (larutan sejati) dan campuran heterogen (suspensi). Di antara dua keadaan ini, ada satu jenis campuran yang menyerupai larutan sejati, tetapi sifat-sifat yang dimilikinya berbeda sehingga tidak dapat digolongkan sebagai larutan sejati maupun suspensi. Larutan seperti ini disebut *koloid*. Perhatikan Gambar 9.1.



(a) (b) (c)

Sumber: *Sougou Kagashi*

Gambar 9.1
(a) Sistem larutan (homogen dan transparan)
(b) Sistem suspensi (heterogen)
(c) Sistem koloid (homogen, tetapi tidak transparan)

1. Makna Koloid

Pernahkah Anda membuat kanji dari tepung tapioka? Jika tepung tapioka dicampurkan dengan air dingin tidak terbentuk larutan melainkan suspensi sebab kanji tidak larut dalam air dingin. Akan tetapi, jika dipanaskan maka campuran tersebut akan membentuk larutan yang sangat kental. Apakah kanji yang terbentuk layak disebut larutan? Ada beberapa persamaan dan perbedaan antara kanji dan larutan sejati. Persamaan antara kanji dan larutan sejati adalah membentuk satu fasa dan tidak dapat dipisahkan. Perbedaannya, kanji tidak transparan terhadap cahaya dan ukuran partikel zat terlarut relatif lebih besar, dan banyak lagi sifat lainnya.



Sumber: *Dokumentasi Penerbit*

Gambar 9.2
Obat antiseptik merupakan suatu koloid.

Oleh karena banyak perbedaan antara larutan sejati dan kanji maka diperlukan definisi baru untuk larutan sejenis kanji. Pakar kimia menggolongkan kanji ke dalam golongan khusus yang disebut sistem koloid. *Berdasarkan ukuran partikel, sistem koloid berada di antara suspensi kasar dan larutan sejati*. Ukuran partikel koloid lebih kecil dari suspensi kasar sehingga tidak membentuk fasa terpisah, tetapi tidak cukup kecil jika dibandingkan larutan sejati.

Dalam larutan sejati, molekul, atom, atau ion terlarut secara homogen di dalam pelarut. Dalam sistem koloid, partikel-partikel koloid terdispersi secara homogen dalam mediumnya. Oleh karena itu, partikel koloid disebut sebagai *fasa terdispersi* dan mediumnya disebut sebagai *medium pendispersi*. Perhatikan persamaan dan perbedaan sifat dari larutan sejati, dan suspensi pada tabel berikut.

Tabel 9.1 Persamaan dan Perbedaan Sifat Larutan Sejati, Koloid, dan Suspensi Kasar.

ariabel	Larutan Sejati	Sistem Koloid	Suspensi Kasar
Ukuran partikel (cm)	$10^{-8} - 10^{-7}$	$10^{-6} - 10^{-4}$	$10^{-3} - 10^{-1}$
Fasa campuran	Satu fasa	Satu fasa	Polifasa
Penembusan oleh cahaya	Transparan	Tidak transparan	–
Penyaringan	Tidak terpisahkan	Tidak terpisahkan	Terpisahkan
Kestabilan larutan	Sangat stabil	Beragam	Tidak stabil

Sumber: *Chemistry with Inorganic Qualitative Analysis*, 1989

2. Penggolongan Koloid

Sama seperti larutan sejati, dalam sistem koloid zat terdispersi maupun pendispersi dapat berupa gas, cairan, maupun padatan. Oleh sebab itu, ada delapan macam sistem koloid seperti disajikan pada tabel berikut.

Tabel 9.2 Penggolongan Sistem Koloid

at Terdispersi	Medium Pendispersi	ujud Koloid	Contoh
Gas	Cair	Busa	Busa sabun, krim kocok
Gas	Padat	Busa padat	Batu apung, karet busa
Cair	Gas	Aerosol cair	Kabut, awan, aerosol, *spray*
Cair	Cair	Emulsi	Susu cair, cokelat cair, saos
Cair	Padat	Emulsi padat	Keju, mentega, jeli
Padat	Gas	Aerosol padat	Asap, debu
Padat	Cair	Sol	Cat, selai, gelatin,
Padat	Padat	Sol padat	Kaca rubi, obatan-obatan

Jika ditinjau dari tabel tersebut maka sistem koloid mencakup hampir semua materi baik yang dihasilkan dari proses alam maupun yang dikembangkan oleh manusia.

a. Koloid Liofil dan Liofob

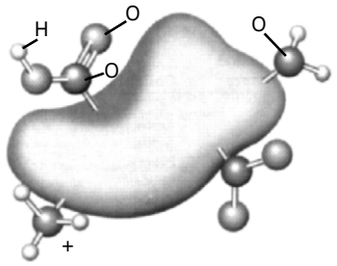
erdasarkan tingkat kestabilannya, koloid dapat digolongkan menjadi dua macam, yaitu koloid liofob dan liofil. Koloid liofob memiliki kestabilan rendah, sedangkan koloid liofil memiliki kestabilan tinggi.

Liofob berasal dari bahasa Latin yang artinya menolak pelarut, sedangkan liofil berarti menyukai pelarut. Jika medium pendispersi dalam koloid adalah air maka digunakan istilah *hidrofob* dan *hidrofil* sebagai pengganti liofob dan liofil.

Koloid hidrofil relatif stabil (Gambar 9.3) dan mudah dibuat, misalnya dengan cara pelarutan. Gelatin, albumin telur, dan gom arab terbentuk dari dehidrasi (penghilangan air) koloid hidrofil. Dengan menambahkan medium pendispersi, gelatin dapat terbentuk kembali menjadi koloid sebab prosesnya dapat balik (*re ersible*).

Koloid hidrofob umumnya kurang stabil dan cenderung mudah mengendap. Waktu yang diperlukan untuk mengendap sangat beragam bergantung pada kemampuan *agregat* (mengumpul) dari koloid tersebut.

Lumpur adalah koloid jenis hidrofob. Lumpur akan mengendap dalam waktu relatif singkat. Namun, ada juga koloid hidrofob yang berumur panjang, misalnya sol emas. Sol emas dalam medium air dapat



Sumber: *Sougou Kagashi*

Gambar 9.3
Koloid hidrofil memiliki gugus-gugus polar pada permukaannya sehingga bersifat stabil dalam air.

Kata Kunci

- Koloid
- Fasa terdispersi
- Medium pendispersi
- Ukuran partikel
- Tingkat kestabilan



Sumber: *Sougou Kagashi*

Gambar 9.4
Pembuatan gelatin dari kerupuk kulit sapi merupakan contoh koloid. Jenis emulsi ini tidak akan tumpah jika posisi wadahnya terbalik.

bertahan sangat lama. Sol emas yang dibuat oleh Mi hael Faraday pada 1857 sampai saat ini masih berupa sol emas dan disimpan di museum London.

Koloid hidrofob bersifat tidak dapat balik (*irre ersible*). Jika koloid hidrofob mengalami dehidrasi (kehilangan air), koloid tersebut tidak dapat kembali ke keadaan semula walaupun ditambahkan air.

Sejumlah kecil gelatin atau koloid hidrofil sering ditambahkan ke dalam sol logam yang bertujuan untuk melindungi atau menstabilkan koloid logam tersebut. Koloid hidrofil yang dapat menstabilkan koloid hidrofob disebut *koloid protektif* atau *koloid pelindung*.

Koloid protektif bertindak melindungi muatan partikel koloid dengan cara melapisinya agar terhindar dari koagulasi. Protein kasein bertindak sebagai koloid protektif dalam air susu. Gelatin digunakan sebagai koloid pelindung dalam es krim untuk menjaga agar tidak membentuk es batu.

b. Jelifikasi (Gelatinasi)

Pada kondisi tertentu, sol dari koloid liofil dapat mengalami pemekatan dan berubah menjadi material dengan massa lebih rapat, disebut *jeli*. *roses pembentukan jeli disebut jelifikasi atau gelatinasi*. Contoh dari proses ini, yaitu pada pembuatan kue dari bahan agar-agar, kanji, atau silikagel.

Untuk memahami jeli, Anda dapat melakukan kegiatan berikut.

Aktivitas Kimia 9.1

Jelifikasi

Tujuan
Mengamati proses pembentukan jeli.

Alat
1. Gelas
2. Sendok makan
3. Panci
4. Kompor

Bahan
1. Kanji atau agar-agar
2. Air

Langkah Kerja
1. Sediakan kanji atau agar-agar, kemudian masukkan ke dalam panci berisi air dan aduk.
2. Panaskan campuran sampai mendidih. Pindahkan ke dalam gelas dan biarkan campuran hingga dingin kembali. Amati perubahan yang terjadi.

Pertanyaan
Apakah yang terjadi pada campuran ketika dilarutkan dalam air dingin, pada keadaan panas, dan setelah dingin kembali? Diskusikan hasilnya dengan teman kelompok Anda.

Pembentukan jeli terjadi akibat molekul-molekul bergabung membentuk rantai panjang. Rantai ini menyebabkan terbentuknya ruang-ruang kosong yang dapat diisi oleh cairan atau medium pendispersi sehingga cairan terjebak dalam jaringan rantai. *eristiwa medium pendispersi terjebak di antara jaringan rantai pada jeli ini dinamakan swelling.*

Pembentukan jeli bergantung pada suhu dan konsentrasi zat. Pada suhu tinggi, agar-agar sukar mengeras, sedangkan pada suhu rendah akan memadat. Pembentukan jeli juga menuntut konsentrasi tinggi agar seluruh pelarut dapat terjebak dalam jaringan.

Mahir Menjawab

Berikut ini merupakan sifat koloid
A. dapat mengadsorpsi ion
B. menghamburkan cahaya
C. partikelnya terus bergerak
D. dapat bermuatan listrik
E. semua benar

Pembahasan
Sifat-sifat partikel koloid, antara lain:
1. dapat menyerap melalui permukaan (adsorpsi)
2. dapat menghamburkan cahaya (efek Tyndall)
3. dapat bergerak zig-zag (gerak Brown)
4. bermuatan (+) dan (–)

Jadi, jawabannya benar semua (E).

SPMB 2005

Kepadatan jeli bergantung pada zat yang didispersikan. Silikagel yang mengandung medium air sekitar 95% membentuk cairan kental seperti lendir. Jika kandungan airnya lebih rendah sekitar 90% maka akan lebih padat dan dapat dipotong dengan pisau.

Jika jeli dibiarkan, volumenya akan berkurang akibat cairannya keluar. Gejala ini dinamakan *sinersis*. Peristiwa sinersis dapat diamati pada agar-agar yang dibiarkan lama. Jeli dapat dikeringkan sampai kerangkanya keras dan dapat membentuk kristal padat atau serbuk. Jeli seperti ini mengandung banyak pori dan memiliki kemampuan mengabsorpsi zat lain.

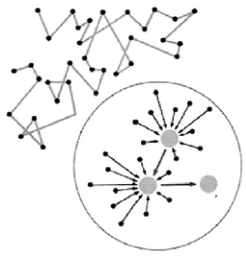
Silikagel dibuat dengan cara dikeringkan sampai mengkristal. Silikagel digunakan sebagai pengering udara, seperti pada makanan kaleng, alat-alat elektronik, dan yang lainnya.

3. Sifat-Sifat Koloid

Suatu larutan digolongkan ke dalam sistem koloid jika memiliki sifat-sifat yang berbeda dengan larutan sejati. Beberapa sifat fisika yang membedakan sistem koloid dari larutan sejati, di antaranya:

a. Gerak Brown

Jika mikroskop optik diarahkan pada suatu dispersi koloid dengan arah tegak lurus terhadap berkas cahaya yang dilewatkan maka akan tampak partikel-partikel koloid. Akan tetapi, partikel yang tampak bukan sebagai partikel dengan bentuk yang tegas melainkan bintik-bintik terang. Dengan mengikuti gerakan bintik-bintik cahaya, Anda dapat melihat bahwa partikel koloid bergerak terus menerus secara acak menurut jalan yang zig-zag. *erakan acak partikel koloid dalam suatu medium* disebut gerak Brown.



Robert Brown tidak dapat menjelaskan mengapa partikel koloid dapat bergerak acak dan berliku. Akhirnya, pada 1905, gerakan seperti itu dijelaskan secara matematika oleh Albert Einstein. Einstein menunjukkan bahwa partikel yang bergerak dalam suatu medium akan menunjukkan suatu gerakan acak seperti gerak Brown akibat tumbukan antarpartikel yang tidak merata (lihat Gambar 9.6).

b. Efek Tyndall

Untuk mengetahui efek Tyndall pada sistem koloid, lakukanlah pembuktian berikut.



Aktivitas Kimia 9.2

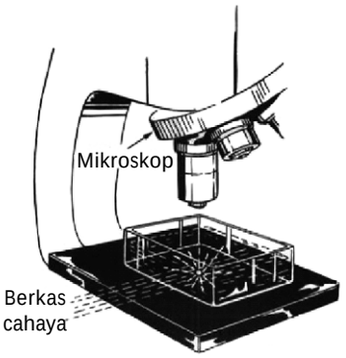
Efek Tyndall

Tujuan
Mengamati efek Tyndall.

Alat
1. gelas kimia
2. senter

Kata Kunci

- *Swelling*
- Gerak Brown
- Efek Tyndall
- Adsorpsi



Sumber: *Sougou Kagashi*

Gambar 9.5
Pengamatan gerak Brown dari partikel koloid

Gambar 9.6
Gerak Brown terjadi akibat tumbukan antarpartikel koloid dengan partikel pelarut atau dengan partikel koloid lain.



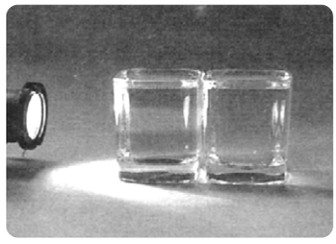
Sekilas Kimia

Robert Brown
(1773–1858)



Sumber: *www.anbg.gov*

Robert Brown dilahirkan di Montrose, Skotlandia pada 21 Desember 1773. Brown adalah seorang pakar botani Inggris yang mengemukakan gerak acak partikel koloid dalam suatu medium, yang dikenal dengan *gerak Brown*.



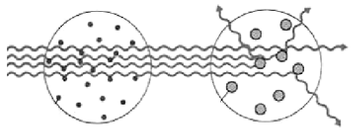
Sumber: *Sougou Kagashi*

Gambar 9.7
Penyelidikan efek Tyndall di dalam koloid

Bahan
1. Larutan NaOH 0,5 M
2. Alkohol 60%
3. Larutan kanji 0,1%
4. Air teh
5. Air sabun
6. Minuman kaleng bersoda

Langkah Kerja
1. Masukkan masing-masing larutan berikut ke dalam gelas kimia: larutan NaOH 0,5 M, alkohol 60%, larutan kanji 0,1%, air teh, air sabun, dan minuman kaleng bersoda.
2. Simpan semua larutan tersebut di tempat yang gelap, kemudian sinari dengan lampu senter.
3. Amati berkas cahaya lampu senter di dalam larutan.

Pertanyaan
1. Manakah larutan yang tembus cahaya dan yang menghamburkan cahaya?
2. Manakah larutan yang tergolong koloid? Mengapa larutan koloid dapat menghamburkan cahaya senter?



Gambar 9.8
Model efek Tyndall

Berdasarkan percobaan tersebut, dapat disimpulkan bahwa ada larutan yang dapat ditembus oleh cahaya. Disamping itu, ada juga yang tidak dapat ditembus cahaya, tetapi menghamburkan cahaya sehingga berkas cahaya tampak dalam medium. Mengapa berkas cahaya dapat terlihat di dalam koloid? Perhatikan Gambar 9.7, hal ini berkaitan dengan ukuran partikel yang terdispersi di dalam medium koloid. Ukuran partikel koloid relatif besar dibandingkan larutan sejati sehingga dapat memantulkan cahaya yang jatuh padanya.

Ketika cahaya senter dilewatkan ke dalam sistem koloid maka cahaya tersebut akan dipantulkan oleh partikel-partikel koloid ke segala arah sehingga tampak sebagai hamburan cahaya (lihat Gambar 9.8). *ejala pemantulan cahaya oleh partikel koloid* dinamakan efek Tyndall Dengan demikian, efek Tyndall dapat digunakan sebagai petunjuk untuk membedakan sistem koloid dan larutan sejati.

Air dan minyak zaitun, masing-masing dapat tembus cahaya, tetapi jika keduanya dicampurkan akan terbentuk sistem koloid seperti susu. Campuran ini dapat menghamburkan cahaya.

c. Adsorpsi

Zat-zat yang terdispersi dalam sistem koloid dapat memiliki sifat listrik pada permukaannya. Sifat ini menimbulkan *gaya an der aals* bahkan ikatan valensi yang dapat mengikat partikel-partikel zat asing.

ejala penempelan zat asing pada permukaan partikel koloid disebut adsorpsi Zat-zat teradsorpsi dapat terikat kuat membentuk lapisan yang tebalnya tidak lebih dari satu atau dua lapisan partikel.

Jika permukaan partikel koloid mengadsorpsi suatu anion maka koloid akan bermuatan negatif. Jika permukaan partikel koloid mengadsorpsi suatu kation maka koloid akan bermuatan positif. Jika yang diadsorpsi partikel netral, koloid akan bersifat netral.

Oleh karena kemampuan partikel koloid dapat mengadsorpsi partikel lain maka sistem koloid dapat membentuk agregat sangat besar berupa jaringan, seperti pada jel. Sebaliknya, agregat yang besar dapat dipecah menjadi agregat kecil-kecil seperti pada sol.

Catatan *Note*

Absorpsi berbeda dengan adsorpsi. Adsorpsi hanya menempel pada permukaan, sedangkan absorpsi merembes sampai ke bagian dalam absorben.

Absorpsi differs from adsorpsi. Adsorption refers to adherence to a surface while absorption means passage into the interior.

Contoh 9.1

Sifat Koloid di Alam

Mengapa pada siang hari di dalam rumah cukup terang padahal cahaya matahari tidak masuk ke dalam rumah?

Jawab:

Pada siang hari, sinar matahari menyinari bumi dan oleh bumi dipantulkan kembali sesuai *aturan nelius* (cahaya yang datang akan dipantulkan dengan sudut pantul sama dengan sudut datang).

Akibat adanya partikel-partikel debu di udara sekitar rumah, sinar matahari akan dipantulkan oleh partikel debu ke segala arah. Selain itu, partikel debu bergerak secara acak, memungkinkan sinar matahari dipantulkan semakin acak. Di dalam rumah yang tidak langsung terkena cahaya matahari akan terang sebagai dampak dari pantulan cahaya matahari oleh partikel debu di udara.

d. Elektroforesis

Oleh karena zat-zat terdispersi dalam sistem koloid dapat memiliki muatan lisrik maka zat tersebut dalam medan listrik dapat bergerak ke arah elektrode yang berlawanan muatan. *igrasi partikel koloid dalam medan listrik* disebut peristiwa elektroforesis.

Elektroforesis banyak digunakan dalam industri, misalnya pelapisan antikarat (cat) pada badan mobil. Partikel-partikel cat yang bermuatan listrik dioleskan pada badan mobil yang dialiri muatan listrik berlawanan dengan muatan cat. Pelapisan logam dengan cat secara elektroforesis lebih kuat dibandingkan cara konvensional seperti pakai kuas.

e. Dialisis

Dialisis adalah *suatu teknik pemurnian koloid yang didasarkan pada perbedaan ukuran partikel-partikel koloid*. Dialisis dilakukan dengan cara menempatkan dispersi koloid dalam kantong yang terbuat dari membran semipermeabel, seperti kertas selofan dan perkamen. Selanjutnya merendam kantong tersebut dalam air yang mengalir. Oleh karena ion-ion atau molekul memiliki ukuran lebih kecil dari partikel koloid maka ion-ion tersebut dapat pindah melalui membran dan keluar dari sistem koloid. Adapun partikel koloid akan tetap berada di dalam kantung membran.

Contoh 9.2

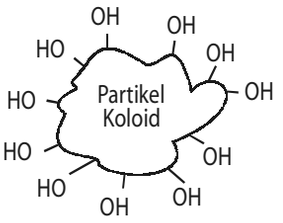
Penerapan Prinsip Dialisis

Jika Anda berkemah di suatu tempat dan Anda menanak nasi. Sementara itu, di daerah tersebut tidak ada air jernih, hanya ada air sungai yang mengandung lumpur. Apakah yang akan Anda lakukan agar dapat menanak nasi?

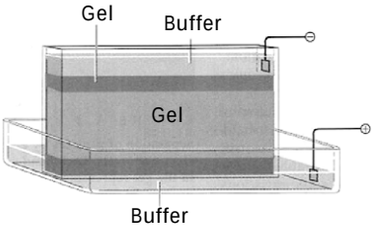
Jawab:

Air sungai yang mengandung lumpur jika disaring akan membutuhkan waktu yang cukup lama. Akan tetapi, jika Anda memahami teknik dialisis maka menanak nasi menjadi mudah.

Beras dimasukkan ke dalam kertas selofan dan dibungkus erat-erat hingga tidak memungkinkan lumpur masuk ke dalam beras. Selanjutnya beras dalam kertas selofan direbus dengan air dari sungai. Kertas selofan merupakan membran yang hanya dapat dilalui oleh partikel berukuran molekul seperti air, sedangkan lumpur yang ukurannya besar tidak dapat menembus membran. Jadi, selama perebusan beras dengan air sungai, lumpurnya akan tetap di luar membran, sedangkan air panas dapat menembus membran dan mematangkan beras.



Gambar 9.9
Partikel koloid mengadsorpsi gugus hidroksil (–OH) sehingga membentuk koloid bermuatan negatif.



Gambar 9.10
Set alat elektroforesis

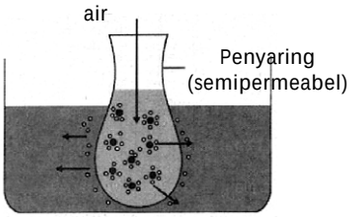


Sekilas Kimia

Membersihkan Darah

Proses dialisis dapat dimanfaatkan untuk membersihkan darah. Proses dialisis dipakai pada pencucian darah, yang lebih populer sebagai *hemodialisis*.

Darah dipompa dan dialirkan melalui tabung dialisis selofan. Di dalam tabung tersebut, terdapat larutan yang telah diformulasikan sehingga memiliki kandungan komponen yang sama dengan plasma darah, yaitu glukosa, NaCl, $NaHCO_3$, dan KCl. Konsentrasi senyawa-senyawa tersebut memiliki kesamaan dengan yang terkandung dalam darah sehingga tidak akan mengalir menembus membran selofan.



Gambar 9.11
Teknik dialisis biasa digunakan untuk memisahkan tepung tapioka dari ion-ion sianida yang terkandung dalam singkong.

Tes Kompetensi Subbab A

Kerjakanlah dalam buku latihan.

1. Manakah di antara campuran berikut yang termasuk sistem koloid: (a) kecap; (b) sirup; (c) minuman soda; (d) air tajin.
2. Sebutkan fasa zat terdispersi dan medium pendispersi dari koloid berikut. (a) detergen; (b) jelaga; (c) es krim; (d) semir.
3. Mengapa sirup obat batuk sebelum diminum harus dikocok terlebih dahulu?
4. Dapatkah koloid hidrofob dijadikan jeli? Bagaimanakah proses sinersis pada jeli?
5. Manakah di antara koloid berikut yang tergolong koloid hidrofil?
 (a) kecap; (b) tinta printer; (c) mentega; (d) *pylox*.
6. Di dalam kaleng biskuit sering ditambahkan silikagel (dibungkus dalam bentuk granula). Apakah kegunaan silikagel tersebut?
7. Mengapa campuran koloid umumnya memberikan warna, tidak seperti larutan yang sering tidak berwarna? Jelaskan.
8. Mengapa partikel debu dapat menempel di kaca dan perabotan rumah lainnya?
9. Asam amino adalah suatu molekul pembentuk protein. Asam amino ada yang bermuatan positif, negatif, dan netral pada pH tertentu. Bagaimanakah memisahkan asam-asam amino dengan cara elektroforesis?
10. Di dalam makanan terkandung protein, lemak, dan karbohidrat. Protein dan karbohidrat adalah suatu makromolekul yang jauh lebih besar dari lemak. Dapatkah lemak dipisahkan dari makanan agar makanan tersebut memiliki kadar lemak rendah?

B. Kestabilan Koloid

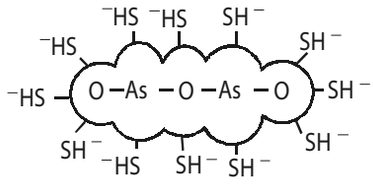
Sistem koloid pada dasarnya stabil selama tidak ada gangguan dari luar. Kestabilan koloid bergantung pada macam zat terdispersi dan mediumnya. Ada koloid yang sangat stabil, ada juga koloid yang kestabilannya rendah. Koloid-koloid yang stabil dapat menjadi suspensi atau larutan sejati jika diganggu.

1. Kestabilan Koloid

Kestabilan koloid pada umumnya disebabkan oleh adanya muatan listrik pada permukaan partikel koloid, akibat mengadsorpsi ion-ion dari medium pendispersi. Jika larutan asam arsenat direaksikan dengan gas H_2S, akan terbentuk larutan arsen(III) sulfida menurut persamaan:

$$2H_3AsO_3(aq) + 3H_2S(g) \longrightarrow As_2S_3(aq) + 6H_2O(\ell)$$

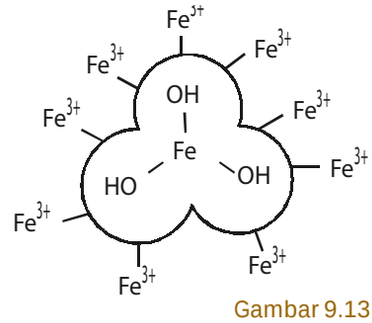
Oleh karena H_2S dalam air dapat terionisasi membentuk ion H^+ dan ion HS^-, arsen(III) sulfida memiliki kemampuan mengadsorpsi ion HS^-. Oleh karenanya, pada kondisi tertentu larutan As_2S_3 akan membentuk koloid bermuatan negatif berupa sol arsen(III) sulfida (Gambar 9.12).



Gambar 9.12
As_2S_3 membentuk koloid bermuatan negatif berupa sol arsen(III) sulfida.

Mengapa sol As_2S_3 bersifat stabil? Hal ini disebabkan partikel-partikel koloid yang terbentuk bermuatan sejenis, yakni muatan negatif. Menurut konsep fisika, muatan sejenis akan saling tolak-menolak sehingga partikel-partikel As_2S_3 tidak pernah berkoagulasi menjadi endapan.

Contoh yang lain, misalnya $Fe(OH)_3$ dilarutkan ke dalam air membentuk larutan besi(III) hidroksida. Molekul $Fe(OH)_3$ kurang larut dalam air. Akan tetapi, di dalam air, molekul tersebut dapat mengadsorpsi ion-ion Fe^{3+} dari medium sehingga molekul $Fe(OH)_3$ menjadi sol $Fe(OH)_3$ yang bermuatan positif dan sangat stabil (lihat Gambar 9.13).



Gambar 9.13
Di dalam air, $Fe(OH)_3$ membentuk kesetimbangan:
$Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons Fe^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$

2. Destabilisasi Koloid

Oleh karena kestabilan koloid disebabkan oleh muatan listrik pada permukaan partikel koloid maka penetralan muatan partikel koloid dapat menurunkan bahkan menghilangkan kestabilan koloid. Penetralan

muatan partikel koloid menyebabkan bergabungnya partikel-partikel koloid menjadi suatu agregat sangat besar dan mengendap, akibat adanya gaya kohesi antarpartikel koloid.

Proses pembentukan agregat dari partikel-partikel koloid hingga menjadi berukuran suspensi kasar dinamakan *koagulasi* atau penggumpalan dispersi koloid. Untuk membuktikan fenomena ini, Anda dapat melakukan kegiatan berikut.

Aktivitas Kimia 9.3

Destabilisasi Koloid

Tujuan

Mengamati proses destabilisasi koloid.

Alat

1. Gelas kimia 500 mL
2. Batang pengaduk

Bahan

1. Air sumur/kolam/sungai
2. Tawas atau PAC (polialuminium klorida)

Langkah Kerja

1. Ambil air tanah atau air permukaan lainnya (air sumur, kolam, atau air sungai). Masukkan ke dalam gelas kimia 500 mL.
2. Tambahkan 0,5 gram tawas atau PAC (polialuminium klorida), kocok sebentar dan amati perubahan yang terjadi.

Pertanyaan

1. Tuliskan rumus kimia tawas. Ion-ion apakah yang terdapat dalam tawas?
2. Apakah yang dapat Anda simpulkan dari percobaan ini?

Penetralan muatan koloid dapat dilakukan dengan cara menambahkan zat-zat elektrolit ke dalam sistem koloid, seperti ion-ion Na^+, Ca^{2+}, dan Al^{3+}.

Kecepatan koagulasi bergantung pada jumlah muatan elektrolit. Makin besar muatan elektrolit, makin cepat proses koagulasi terjadi. Penambahan ion Al^{3+} ke dalam sistem koloid yang bermuatan negatif, seperti sol As_2O_3 lebih cepat dibandingkan dengan ion Mg^{2+} atau ion Na^+.

Gejala koagulasi pada dispersi koloid dengan cara penetralan muatan koloid dapat dilihat pada pembentukan delta di muara sungai yang menuju laut. Pembentukan delta di muara sungai disebabkan oleh koagulasi lumpur yang bermuatan negatif oleh zat-zat elektrolit dalam air laut, seperti ion-ion Na^+ dan Mg^{2+}.

Ketika lumpur tersebut sampai di muara (pertemuan sungai dan laut), di laut sudah tersedia ion-ion seperti Na^+ dan Mg^{2+}. Akibatnya, lumpur kehilangan muatannya dan beragregat satu dengan lainnya membentuk *delta*. Proses koagulasi dispersi koloid bermanfaat bagi manusia, terutama pada penjernihan air dan penyaringan udara (Gambar 9.14).

Pengolahan air minum pada prinsipnya memanfaatkan sifat-sifat koloid untuk memperoleh air bersih dari air sungai (Perhatikan Gambar 9.15). Prosesnya adalah sebagai berikut.

a) Air sungai dialirkan melewati bak *screen* untuk memisahkan air dari sampah menuju bak homogenisasi.
b) Pada bak homogenisasi, air sungai dihomogenkan dengan cara diaduk dan ditambahkan kapur serta besi(II) sulfat untuk mengendapkan limbah logam-logam berat.

Sekilas Kimia

Pengolahan Air Minum Cikokol, Kabupaten Tangerang

Pabrik Pengolahan Air Cikokol adalah salah satu dari 14 pabrik pengolahan air yang dimiliki Perusahaan Daerah Air Minum (PDAM) di Kabupaten Tangerang. Pabrik ini memiliki kemampuan untuk mengolah 1.100 liter per detik air mentah menjadi 1.000 liter per detik air minum. PDAM ini juga melayani sekitar 350.000 pelanggan di kota Tangerang, Kabupaten Tangerang, dan Jakarta.

Saat ini, Perusahaan Daerah Air Minum (PDAM) Kabupaten Tangerang menjalankan program peningkatan kapasitas pengolahan air menjadi 1.575 liter per detik air minum. Program peningkatan tersebut di antaranya meliputi proses di dalam unit koagulasi, flokulasi, dan tangki sedimentasi (pengendapan). Pada unit koagulasi, suspensi padatan dipindahkan dari buangan pengolahan. Prosesnya dilakukan secara *biologi* dan *koagulasi*.

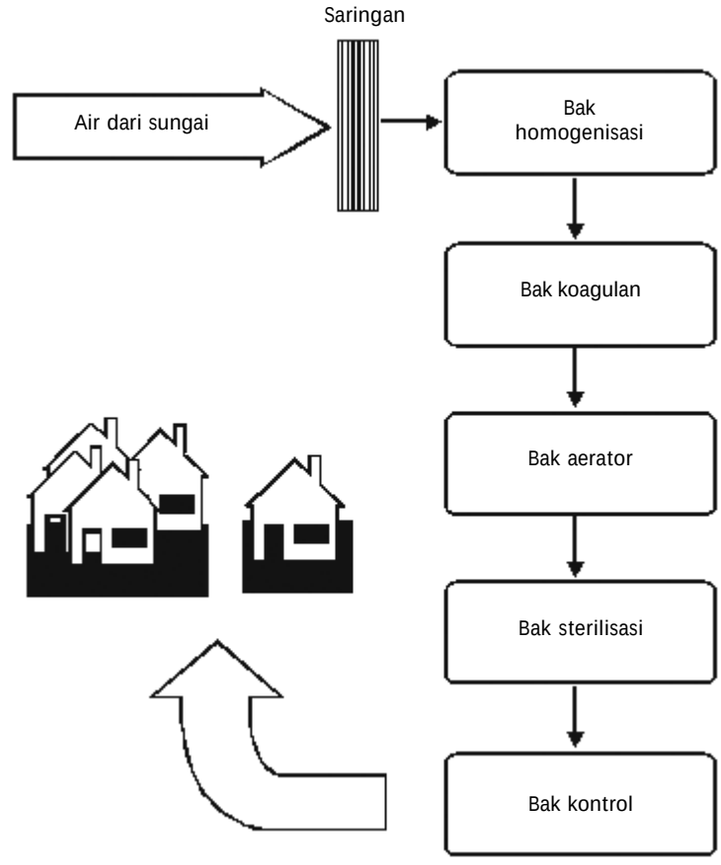
Sumber: *www.petrosa.com; menlh.go.id*



Gambar 9.14
Proses koagulasi koloid yang bermuatan listrik

Kata Kunci

- Kestabilan koloid
- Destabilisasi koloid
- Koagulasi

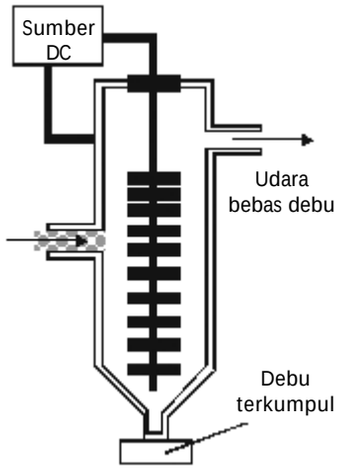


Gambar 9. 15
Diagram alir proses pengolahan air minum di PDAM



Sumber: *Sougou Kagashi*

Gambar 9.16
Laguna dapat berperan sebagai penjernihan air secara alami.



Gambar 9.17
Alat pengendap Cottrell

c) Pada bak koagulan, air sungai yang sudah bebas dari logam-logam berat ditambah tawas atau PAC untuk mengendapkan lumpur dan limbah anorganik lainnya. Selanjutnya, air dialirkan ke dalam bak aeator.

d) Pada bak aerator, air sungai diaerasi untuk menghilangkan limbah organik (protein, karbohidrat, dan lemak) dengan memanfaatkan bakteri aerob. Pada bak aerator, udara dihembuskan ke dalam air selama lebih kurang 48 jam dan diberi pupuk untuk menyuburkan bakteri aerob (sistem lumpur aktif).

Limbah organik + $O_2 \xrightarrow{\text{Bakteri aerob}} CO_2 + H_2O$ + endogenus

e) Setelah bebas dari limbah organik, air dipindahkan ke dalam bak sterilisasi. Pada bak ini, air dibersihkan dari bakteri yang merugikan dengan menambahkan kaporit. Selanjutnya, air didistribusikan ke konsumen.

Prinsip koagulasi partikel koloid dengan cara penetralan juga dipakai untuk menyaring asap yang dibuang melalui cerobong pabrik. Asap industri dan debu jalanan yang terdiri atas partikel karbon, oksida logam, dan debu dapat diendapkan menggunakan alat yang disebut *pengendap Cottrell*, seperti ditunjukkan pada Gambar 9.17.

Asap dan debu dilewatkan ke dalam pengendap Cottrell. Dalam alat tersebut terdapat kisi-kisi elektrode bertegangan tinggi yang dialiri arus listrik searah. Partikel-partikel debu yang bermuatan akan dinetralkan hingga membentuk agregat sangat besar, yang akhirnya mengendap di bagian dasar pengendap Cottrell.

Contoh 9.3

Destabilisasi Koloid

Air sumur kadang-kadang berwarna kuning keruh dan tidak dapat disaring, Mengapa? Bagaimana cara menghilangkan warna kuning tersebut?

Jawab:

Di daerah-daerah tertentu terutama perkotaan, air sumur kadang-kadang berwarna kuning, akibat pembentukan sol besi(III) hidroksida.

Untuk menghilangkan warna kuning dari air itu tidak dapat disaring sebab koloid membentuk satu fasa, tetapi dapat dihilangkan dengan menambahkan zat elektrolit seperti tawas atau PAC. Dalam beberapa menit, warna kuning dari sol besi akan mengendap dan dapat dipisahkan dengan cara disaring.

Tes Kompetensi Subbab B

Kerjakanlah dalam buku latihan.

1. Berapa lamakah sol $Fe(OH)_3$ dan sol As_2S_3 akan tetap sebagai koloid jika tidak ada gangguan dari luar?
2. Bagaimanakah partikel-partikel yang tidak bermuatan dapat membentuk koloid yang stabil, seperti larutan kanji?
3. Mengapa pada air susu akan terjadi endapan jika ditambahkan air jeruk? Jelaskan.
4. Bagaimanakah cara mengembangkan suatu metode yang berbasis alat Cottrell untuk menyaring debu agar tidak masuk ke dalam rumah.

C. Pembuatan Koloid

Oleh karena ukuran partikel koloid berada pada rentang antara larutan sejati dan suspensi kasar maka sistem koloid dapat diperoleh melalui dua cara, yaitu

1. Pemecahan partikel-partikel besar menjadi partikel berukuran koloid. Cara ini disebut *cara dispersi*.
2. Pembentukan agregat dari molekul-molekul kecil berukuran larutan menjadi berukuran koloid. Cara ini disebut sebagai *cara kondensasi*

1. Metode secara Dispersi

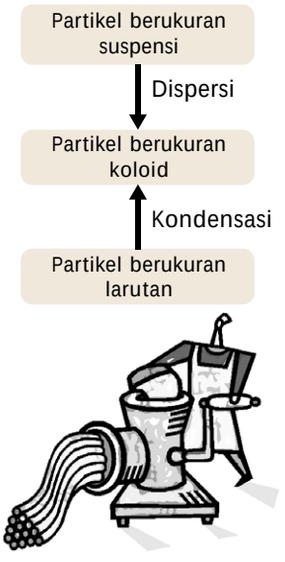
Beberapa metode praktis yang biasa digunakan untuk membuat koloid yang tergolong cara dispersi adalah *cara mekanik*, *cara peptisasi*, *homogenisasi*, dan *cara busur listrik redig*.

a. Cara Mekanik

Zat-zat yang berukuran besar dapat direduksi menjadi partikel berukuran koloid melalui penggilingan, pengadukan, penumbukan, dan penggerusan. Zat-zat yang sudah berukuran koloid selanjutnya didispersikan ke dalam medium pendispersi.

Cara mekanik, contohnya pengilingan kacang kedelai pada pembuatan tahu dan kecap. Pembuatan cat di industri, caranya bahan cat digiling kemudian didispersikan ke dalam medium pendispersi, seperti air.

Teknik penumbukan dan pengadukan banyak digunakan dalam pembuatan makanan, seperti kue *tart* dan mayones. Kuning telur, margarin, dan gula pasir yang sudah dihaluskan, kemudian dicampurkan dan diaduk menjadi koloid.



Gambar 9.18
Alat untuk membuat koloid dengan cara mekanik.

Kegiatan Inkuiri

Lakukanlah studi lapangan pembuatan kecap atau tahu. Simpulkan cara yang diterapkan untuk pembuatan kecap atau tahu tersebut.



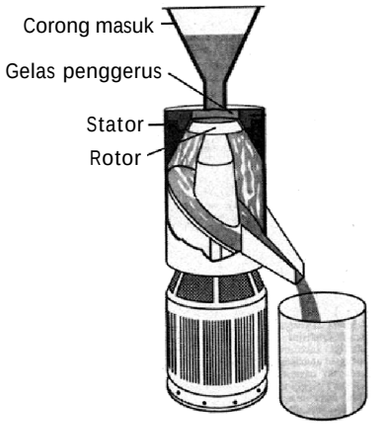
Gambar 9.19
Cara busur listrik Bredig

b. Cara Busur Listrik Bredig

Arus listrik bertegangan tinggi dialirkan melalui dua buah elektrode logam (bahan terdispersi). Kemudian, kedua elektrode itu dicelupkan ke dalam air hingga kedua ujung elektrode itu hampir bersentuhan agar terjadi loncatan bunga api listrik. Loncatan bunga api listrik mengakibatkan bahan elektrode teruapkan membentuk atom-atomnya dan larut di dalam medium pendispersi membentuk sol. Perhatikan Gambar 9.19, logam-logam yang dapat membentuk sol dengan cara ini adalah platina, emas, dan perak.

c. Cara Peptisasi

Dispersi koloid dapat juga diperoleh dari suspensi kasar dengan cara memecah partikel-partikel suspensi secara kimia. Kemudian, menambahkan ion-ion sejenis yang dapat diadsorpsi oleh partikel-partikel koloid sampai koloid menjadi stabil. Koagulasi agregat-agregat yang telah membentuk partikel-partikel berukuran koloid dapat dihambat karena adanya ion-ion yang teradsorpsi pada permukaan partikel koloid (Gambar 9.20). Contohnya, tanah lempung pecah menjadi partikel-partikel berukuran koloid jika ditambah NaOH dan akan menjadi koloid jika didispersikan ke dalam air. Partikel-partikel silikat dari tanah lempung akan mengadsorpsi ion-ion OH^- dan terbentuk koloid bermuatan negatif yang stabil.



Gambar 9.20
Alat penggerus dan penghomogen partikel kasar menjadi partikel berukuran koloid.

d. Cara Homogenisasi

Pembuatan koloid jenis emulsi dapat dilakukan dengan menggunakan mesin penghomogen sampai berukuran koloid. Cara ini digunakan pada pembuatan susu. Partikel lemak dari susu diperkecil sampai berukuran koloid dengan cara melewatkan melalui lubang berpori dengan tekanan tinggi. Jika ukuran partikel sudah sesuai ukuran koloid, selanjutnya didispersikan ke dalam medium pendispersi.

2. Metode secara Kondensasi

Ion-ion atau molekul yang berukuran sangat kecil (berukuran larutan sejati) diperbesar menjadi partikel-partikel berukuran koloid. Dengan kata lain, larutan sejati diubah menjadi dispersi koloid.

Pembentukan kabut dan awan di udara merupakan contoh pembentukan aerosol cair melalui kondensasi molekul-molekul air membentuk kerumunan (*cluster*). Cara kondensasi umumnya dilakukan melalui reaksi kimia. Tiga macam reaksi yang dapat menghasilkan kondensasi adalah reaksi hidrolisis, reaksi redoks, dan reaksi metatesis.

a. Reaksi Metatesis

Apabila ke dalam larutan natrium tiosulfat ditambahkan larutan asam klorida akan terbentuk partikel berukuran koloid. Persamaan reaksinya sebagai berikut.

$$Na_2S_2O_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2SO_3 + S$$

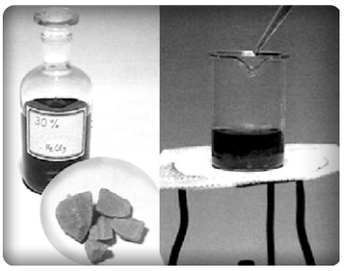
Partikel berukuran koloid terbentuk akibat belerang beragregat sampai berukuran koloid membentuk sol belerang. Jika konsentrasi pereaksi dan suhu reaksi tidak dikendalikan, dispersi koloid tidak akan terbentuk sebab partikel belerang akan tumbuh terus menjadi suspensi kasar dan mengendap.

b. Reaksi Redoks

Sol emas dapat diperoleh melalui reduksi emas(III) klorida dengan formalin. Persamaan reaksinya sebagai berikut.

$$2AuCl_3 + CH_4O + 3H_2O \longrightarrow 2Au + 6HCl + CH_4O_2$$

Awalnya emas terbentuk dalam keadaan atom-atom bebas, kemudian beragregat menjadi berukuran partikel koloid. Partikel koloid distabilkan oleh ion-ion OH^- yang teradsorpsi pada permukaan partikel koloid. Ion-ion OH^- ini berasal dari ionisasi air.



Sumber: *Sougou Kagashi*

Gambar 9.21
Hidrolisis besi(III) klorida

c. Reaksi Hidrolisis

Besi(III) klorida jika dilarutkan dalam air akan mengionisasi air membentuk ion OH^- dan H^+. Ion-ion OH^- bereaksi dengan besi(III) klorida membentuk besi(III) hidroksida. Persamaan reaksinya sebagai berikut.

$$FeCl_3 + 3H_2O \longrightarrow Fe(OH)_3 + 3HCl$$

Ukuran partikel-partikel $Fe(OH)_3$ yang terbentuk lebih besar dari ukuran larutan sejati, tetapi tidak cukup besar untuk mengendap. Selain itu, koloid $Fe(OH)_3$ yang terbentuk distabilkan dengan mengadsorpsi ion-ion Fe^{3+} dari larutan.

3. Pengubahan Medium Pendispersi

Kondensasi dapat terjadi jika kelarutan zat dikurangi dengan cara mengubah pelarut. Contoh, jika larutan belerang jenuh dalam etanol dituangkan ke dalam air, akan terbentuk sol belerang. Hal ini akibat terjadinya penurunan kelarutan belerang dalam campuran air-etanol.

Pembentukan larutan koloid dengan cara mengurangi kelarutan dapat diamati pada saat air ditambahkan ke dalam larutan yang mengandung indikator fenolftalein. Akibatnya, akan terbentuk koloid yang berwarna putih seperti susu.

Kata Kunci

- Cara dispersi
- Cara kondensasi

Tes Kompetensi Subbab C

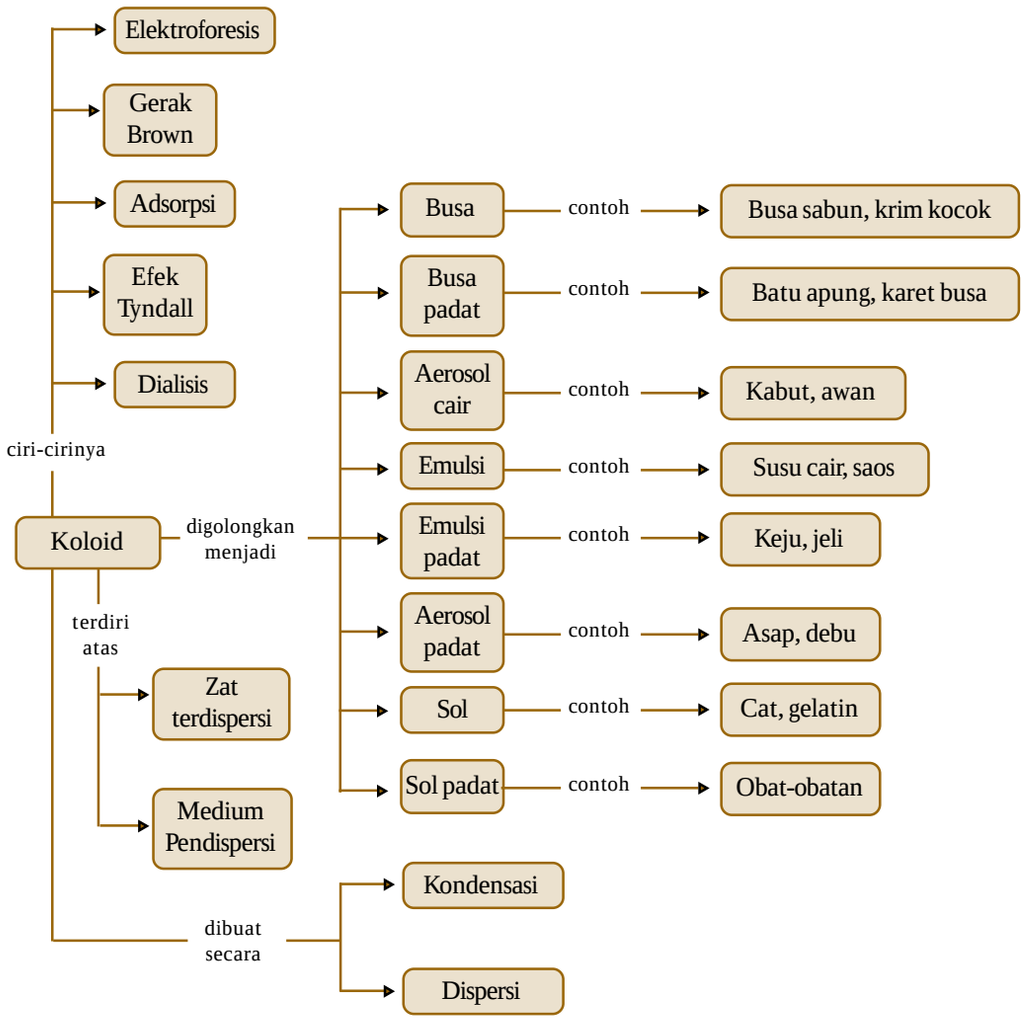
Kerjakanlah dalam buku latihan.

1. Untuk membuat sayur atau kuah, bumbu dapur digerus sampai halus selanjutnya dituangkan ke dalam air mendidih, dan kuah yang terbentuk membentuk koloid. Tergolong cara apakah ini?
2. Mengapa mesin kendaraan bermotor sering mengeluarkan asap putih kehitaman (aerosol padat). Jelaskan bagaimana pembentukan asap dalam blok mesin dihubungkan dengan kerja busi.
3. Faktor-faktor apakah yang menyebabkan uap air dapat menjadi awan di atmosfer dan kabut di daerah pegunungan tinggi?
4. Indikator fenolftalein (PP) di dalam air membentuk larutan, tetapi jika konsentrasi PP cukup besar terbentuk larutan berwarna putih seperti susu. Peristiwa apakah yang terjadi?
5. Jika larutan $AgNO_3$ dicampurkan dengan larutan NaCl akan terbentuk endapan AgCl. Persamaan kimianya:
 $AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$
 Jika NaCl yang ditambahkan berlebih terbentuk larutan berwarna putih seperti susu. Mengapa hal ini dapat terjadi? Jelaskan.

Rangkuman

1. Berdasarkan ukuran, sistem koloid memiliki ukuran partikel terdispersi lebih kecil dari suspensi kasar tetapi lebih besar dari larutan sejati.
2. Dalam sistem koloid, zat yang tersebar dalam medium koloid dinamakan fasa terdispersi dan medium untuk mendispersikan partikel-partikel koloid disebut pendispersi.
3. Berdasarkan fasa terdispersi dan medium pendispersi, dikenal delapan jenis koloid, yaitu busa; busa padat; aerosol cair; emulsi; emulsi padat; aerosol padat; sol; dan sol padat.
4. Berdasarkan ketertarikannya terhadap medium, koloid digolongkan ke dalam dua macam yaitu koloid liofob yang kestabilannya sangat rendah, dan koloid liofil yang kestabilannya tinggi. Liofob berasal dari bahasa latin yang artinya menolak pelarut, sedangkan liofil berarti menyukai pelarut.
5. Koloid hidrofil sering ditambahkan ke dalam koloid hidrofob, bertujuan untuk melindungi atau menstabilkan koloid tersebut. Koloid hidrofil yang dapat menstabilkan koloid hidrofob disebut koloid protektif atau koloid pelindung.
6. Pada kondisi tertentu, sol dari berbagai koloid liofil dapat mengalami koagulasi dan berubah menjadi material dengan massa lebih rapat, yang disebut jeli. Proses pembentukan jeli dinamakan jelifikasi atau gelatinasi.
7. Terdapat beberapa sifat koloid yang khas, yaitu efek Tyndall, gerak Brown, adsorpsi, dialisis, dan elektroforesis.
8. Efek Tyndall adalah peristiwa penghamburan cahaya oleh partikel koloid.
9. Gerak brown adalah gerakan acak dari partikel-partikel koloid dalam mediumnya.
10. Adsorpsi adalah kemampuan partikel koloid untuk menyerap ion pada permukaan membentuk partikel bermuatan.
11. Akibat adanya muatan listrik pada partikel koloid, partikel koloid dapat bergerak dalam medan listrik ke arah kutub yang muatannya berlawanan. Migrasi partikel koloid dalam medan listrik dikenal dengan elektroforesis.
12. Dialisis adalah suatu teknik pemurnian koloid berdasarkan perbedaan ukuran partikelnya.
13. Kestabilan koloid disebabkan oleh adanya muatan listrik pada permukaan partikel koloid. Muatan listrik pada partikel koloid berasal dari ion atau medium yang teradsorpsi pada permukaan partikel koloid.
14. Kestabilan koloid dapat dihilangkan dengan cara menetralkan muatan partikel koloid. Peristiwa ini dinamakan koagulasi atau penggumpalan dispersi koloid.
15. Sistem koloid dapat dibuat melalui dua cara, yaitu:
 a. Pemecahan partikel-partikel besar menjadi partikel berukuran koloid. Cara ini disebut cara dispersi.
 b. Pembentukan agregat dari molekul-molekul kecil pembentuk larutan menjadi berukuran koloid. Cara ini disebut sebagai cara kondensasi.
16. Beberapa metode praktis yang biasa digunakan untuk membuat koloid dan tergolong cara dispersi adalah cara mekanik, cara peptisasi, homogenisasi, dan cara busur listrik Bredig.
17. Cara kondensasi umumnya dilakukan melalui reaksi kimia. Tiga macam reaksi yang dapat menghasilkan kondensasi adalah reaksi hidrolisis, reaksi redoks, dan reaksi metatesis.

Peta Konsep



Refleksi

Pada bab ini Anda telah mempelajari sistem koloid dan penggolongannya berdasarkan fasa terdispersi dan medium pendispersi. Kemudian, Anda juga telah dapat mendeskripsikan sifat-sifat koloid yang ada di lingkungan sekitar Anda.

Selain itu, pada bab ini telah dipelajari mengenai kestabilan dan ketidakstabilan koloid, dan faktor apa saja yang memengaruhinya. Pembuatan koloid dapat dilakukan dengan cara dispersi dan cara kondensasi. Berbagai metode tersebut memiliki fungsi khusus dan memudahkan dalam pemanfaatannya.

Sifat-sifat khusus dari koloid dapat dimanfaatkan pada banyak aplikasi, di antaranya untuk pengolahan air minum, dan penyaring asap pabrik.

Sebutkan manfaat lainnya yang Anda ketahui dari mempelajari koloid ini?

Evaluasi Kompetensi Bab 9

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Sifat umum koloid sebagai berikut, *kecuali*
 A. membentuk dua fasa
 B. campurannya homogen
 C. sukar diendapkan
 D. tidak dapat dipisahkan dengan saringan
 E. bersifat stabil

2. Partikel koloid memiliki ukuran
 A. lebih besar dari 10^{-3} cm
 B. antara 10^{-3} cm dan 10^{-5} cm
 C. antara 10^{-5} cm dan 10^{-7} cm
 D. antara 10^{-7} cm dan 10^{-9} cm
 E. lebih kecil dari 10^{-9} cm

3. Ebtanas 2000:

 Di antara zat berikut yang *bukan* merupakan sistem koloid adalah
 A. asap
 B. kabut
 C. darah
 D. debu
 E. udara

4. Di antara sistem koloid yang zat terdispersinya padat dalam gas adalah
 A. kabut
 B. busa
 C. asap
 D. embun
 E. emulsi

5. Ebtanas1996:

 Salah satu contoh emulsi yang sering kita jumpai dalam kehidupan sehari-hari adalah
 A. kabut
 B. mutiara
 C. santan
 D. sabun
 E. lem

6. UMPTN 1999/A:

 Air susu merupakan sistem dispersi
 A. zat padat dalam medium pendispersi cair
 B. zat cair dalam medium pendispersi cair
 C. zat cair dalam medium pendispersi gas
 D. zat padat dalam medium pendispersi padat
 E. gas dalam medium pendispersi cair

7. UMPTN 1999/B:

 Sistem koloid berikut yang termasuk golongan aerosol adalah
 A. susu
 B. buih
 C. jel
 D. kabut
 E. tinta

8. Ebtanas 1999:

 Jenis koloid yang fasa terdispersinya cair dan medium pendispersinya padat adalah
 A. emulsi padat
 B. busa padat
 C. aerosol
 D. sol padat
 E. sol

9. Larutan yang memberikan efek Tyndall adalah
 A. larutan ion
 B. larutan molekuler
 C. larutan koloid
 D. larutan jenuh
 E. larutan encer

10. Pemantulan cahaya oleh partikel koloid dikenal sebagai
 A. efek Tyndall
 B. gerak Brown
 C. elektroforesis
 D. dialisis
 E. koagulasi

11. Berikut ini yang memberikan bukti bahwa partikel koloid bermuatan adalah
 A. efek Tyndall
 B. gerak Brown
 C. elektroforesis
 D. osmosis
 E. difusi

12. Gerak Brown disebabkan oleh
 A. ukuran partikel koloid yang sangat ringan
 B. partikel koloid bersifat halus
 C. tumbukan antara partikel koloid
 D. muatan partikel koloid
 E. gaya gravitasi bumi

13. Sifat adsorpsi dari partikel koloid dapat dipakai untuk peristiwa berikut, *kecuali*
 A. elektrolisis
 B. elektroforesis
 C. dialisis
 D. koagulasi
 E. penggunaan koloid pelindung

14. Koloid dapat menggumpal akibat penambahan zat elektrolit. Peristiwa ini disebut
 A. koagulasi
 B. peptisasi
 C. degradasi
 D. dekantasi
 E. dialisis

15. Peristiwa pergerakan butir-butir koloid di medan listrik disebut

A. elektroforesis
B. elektrolisis
C. elektrodialisis
D. elektroendosmosis
E. tak ada yang benar

16. Larutan koloid dapat dimurnikan dengan cara
A. kristalisasi
B. dialisis
C. penguapan
D. distilasi
E. ultra mikroskop

17. Koloid hidrofil adalah koloid yang partikelnya
A. bersifat netral
B. bereaksi dengan alkohol
C. bereaksi satu dengan lainnya
D. mempunyai afinitas terhadap air
E. tidak ada yang benar

18. Sol As_2O_3 adalah koloid hidrofob bermuatan negatif. Larutan yang cocok untuk mengkoagulasi koloid tersebut adalah
A. K_3PO_4
B. $Fe_2(SO_4)_3$
C. $Na(NO_3)_2$
D. $MgSO_4$
E. $FeSO_4$

19. Di antara senyawa berikut yang paling cepat mengendapkan sistem koloid adalah
A. NaCl
B. KCl
C. $MgCl_2$
D. $AlCl_3$
E. $CaCl_2$

20. Di antara zat-zat berikut yang *tidak* dapat membentuk koloid liofil jika didispersikan ke dalam air adalah
A. kanji
B. belerang
C. gelatin
D. sabun
E. agar-agar

21. Pembuatan koloid dapat dilakukan dengan cara:
1. hidrolisis
2. peptisasi
3. reaksi redoks
4. penggilingan/penggerusan

Pembuatan koloid dengan cara kondensasi adalah nomor
A. 1 dan 2
B. 1 dan 3
C. 1 dan 4
D. 2 dan 3
E. 2 dan 4

22. Koloid di bawah ini yang *tidak* dapat dibuat dengan cara kondensasi adalah
A. sol belerang
B. sol AgCl
C. sol As_2S_3
D. sol $Fe(OH)_3$
E. sol $AuCl_3$

23. Salah satu pembuatan koloid dengan cara reaksi hidrolisis adalah
A. $Pt \rightarrow$ sol Pt
B. $AgCl + Cl^- \rightarrow$ sol AgCl
C. $FeCl_3 + H_2O \rightarrow$ sol $Fe(OH)_3$
D. $Na_2S_2O_3 + H^+ \rightarrow$ sol S
E. $Al_2(SO_4)_3 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow 3CaSO_4 + 2Al(OH)_3$

24. Ebtanas 1998:

Berikut merupakan pembuatan koloid:
I. Sol $Al(OH)_3$ dari larutan aluminium klorida dan endapan $Al(OH)_3$
II. Sol $Fe(OH)_3$ dari larutan besi(III) klorida dan air mendidih
III. Sol belerang dari hidrogen sulfida dan gas belerang dioksida
I . Tinta dari karbon

Pembuatan koloid secara dispersi adalah
A. I dan II
B. I dan III
C. I dan I
D. II dan III
E. III dan I

25. Ebtanas 2000:

Pembuatan koloid berikut yang termasuk pembuatan cara dispersi adalah
A. sol As_2S_3 dibuat dengan mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan As_2S_3
B. sol belerang dibuat dengan mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan SO_2
C. sol AgCl dapat dibuat dengan mereaksikan perak nitrat encer dengan larutan HCl
D. sol emas dibuat dengan melompatkan bunga api listrik dari elektrode Au dalam air
E. sol $Fe(OH)_3$ dibuat dengan menambahkan larutan $FeCl_3$ jenuh ke dalam air yang mendidih

26. Pembuatan koloid berikut yang *tidak* tergolong cara dispersi adalah
A. mekanik
B. peptisasi
C. busur Bredig
D. penggerusan
E. penurunan kelarutan

27. Pembuatan sol $Al(OH)_3$ dengan cara menambahkan $AlCl_3$ ke dalam endapan $Al(OH)_3$ disebut
A. peptisasi
B. reduksi
C. kondensasi
D. hidrolisis
E. presipitasi

28. Ebtanas 1999:

Berikut diberikan beberapa cara pembuatan koloid:

1. belerang dan gula direbus kemudian diaduk dengan air;
2. larutan $FeCl_3$ ditambahkan ke dalam air mendidih;
3. mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan asam arsenit;
4. amilum dalam air dipanaskan.

Berikut yang termasuk cara kondensasi adalah

A. 1 dan 2
B. 1 dan 3
C. 1 dan 4
D. 2 dan 3
E. 2 dan 4

29. Jika ke dalam campuran minyak kelapa dan air ditambahkan sabun, akan terbentuk

A. emulsi
B. sol
C. larutan sejati
D. suspensi kasar
E. aerosol

30. Di dalam air molekul-molekul sabun membentuk

A. koloid
B. misel
C. larutan sejati
D. suspensi kasar
E. agrerat yang besar

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Jelaskan beberapa perbedaan penting antara larutan sejati dan sistem koloid.
2. Jelaskan yang dimaksud dengan (a) aerosol; (b) emulsi; (c) busa; (d) koloid hidrofob; (e) koloid hidrofil.
3. Sebutkan fasa zat terdispersi dan fasa medium pendispersi pada setiap pernyataan berikut: (a) awan; (b) susu magnesia; (c) sabun; (d) zat putih telur; (e) *hair spray*
4. Apakah alasan partikel koloid tidak menyatu ke dalam partikel berukuran besar. Bagaimana koloid dapat dikoagulasi?
5. Mengapa lumpur dapat diendapkan dengan menambahkan tawas atau kapur?
6. Bagaimanakah suatu sistem koloid yang tidak stabil dapat distabilkan?
7. Jelaskan bagaimana koloid dibuat dengan menggunakan cara busur listrik Bredig.
8. Pencuci biasanya menggunakan sabun dan detergen. Gambarkan bagaimana material yang tidak larut dapat disuspensi ke dalam larutan sabun atau detergen. Buat sketsa yang menunjukkan mekanisme ini.
9. Sol emas dapat dibuat dengan cara busur listrik bredig dan cara kondensasi. Jelaskan cara pembuatannya dan apakah perbedaan dari kedua teknik ini?
10. Tinta *catridge* printer dibuat dari karbon yang didispersikan ke dalam medium isopropil alkohol. Teknik apakah yang dapat digunakan untuk membuat tinta printer ini?

Proyek Semester 2

Mengukur pH Sampo

Ketika berjalan-jalan ke apotek atau supermaket, Anda dapat melihat berbagai jenis sampo yang ditawarkan. Contohnya, sampo untuk rambut kering, sampo untuk mewarnai, sampo untuk memperbaiki rambut yang rusak, sampo bayi, sampo antiketombe, dan sampo yang mengandung *conditioner*. Harganya pun bervariasi, tetapi apakah produk-produk yang ditawarkan benar-benar berbeda? Jika ya, apa sajakah perbedaannya? Pada Proyek Semester 2 ini, Anda ditugaskan untuk membandingkan tingkat keasaman berbagai produk sampo yang dijual di pasaran. Lakukanlah secara berkelompok dari proyek semester ini.

Tujuan
Membandingkan pH beberapa jenis sampo.

Alat
1. Kertas pH universal
2. Tabung reaksi

Bahan
1. Sampo bayi
2. Sampo untuk rambut kering
3. Sampo dengan *conditioner*
4. Sampo herbal
5. Sampo untuk rambut berminyak
6. Sampo antiketombe

Langkah Kerja
1. Carilah berbagai jenis sampo di supermaket.
2. Masukkan 1 mL masing-masing sampo ke dalam tabung reaksi yang berbeda.
3. Ukur pH masing-masing sampo tersebut dengan menggunakan kertas indikator universal.
4. Jelaskan perbedaan pH dari berbagai jenis sampo tersebut.

Buatlah laporan dari proyek semester ini secara rinci, kemudian diskusikan di kelas.

Evaluasi Kompetensi Kimia
Semester 2

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Oksida berikut di dalam air akan memerahkan lakmus biru adalah
 A. BaO
 B. Al_2O_3
 C. CaO
 D. Na_2O
 E. P_2O_5

2. Untuk mengubah pH larutan HCl dari 2 menjadi 3 maka larutan tersebut harus diencerkan sebanyak
 A. 10 kali
 B. 3 kali
 C. 2,5 kali
 D. 5 kali
 E. 1,5 kali

3. Suatu larutan dengan pH 5 dicampurkan dengan larutan yang sama dengan pH 3, maka pH campuran adalah
 A. 3,3
 B. 4,0
 C. 4,5
 D. 3,5
 E. 4,9

4. Kekuatan asam lemah biasanya dibandingkan dengan menggunakan
 A. tetapan ionisasinya
 B. derajat ionisasinya
 C. nilai pH-nya
 D. kelarutannya
 E. konsentrasinya

5. Larutan asam etanoat 0,01 M yang terionisasi sebanyak 4% mempunyai pH sebesar
 A. 2,0
 B. 0,6
 C. 1,6
 D. 2,4
 E. 3,4

6. Ion hidrogen fosfat (HPO_4^{2-}) merupakan asam lemah. Basa konjugatnya adalah
 A. H_3PO_4
 B. $H_2PO_4^-$
 C. P_2O_5
 D. PO_4^{3-}
 E. P_4O_{10}

7. Suatu basa $L(OH)_3$ sebanyak 15,6 g tepat bereaksi dengan 29,4 g asam H_2A. Jika A_r L = 27, H = 1, O = 16 maka massa molar H_2A adalah
 A. 29,5 g
 B. 156 g
 C. 147 g
 D. 78 g
 E. 210 g

8. Tetapan kesetimbangan ionisasi untuk reaksi:
 $HNO_2 + CN^- \rightleftharpoons HCN + ONO^-$
 adalah $1{,}1 \times 10^{-6}$. Berdasarkan nilai tetapan ini, dapat disimpulkan bahwa
 A. CN^- adalah basa lebih kuat dari NO_2^-
 B. HCN lebih kuat daripada asam HNO_2
 C. basa konjugat HNO_2 adalah NO_2^-
 D. asam konjugat CN^- adalah HCN
 E. HNO_2 bereaksi dengan F^- membentuk HF

9. Jika ke dalam larutan asam nitrat ditambahkan larutan kalium hidroksida terjadi hal berikut, *kecuali*
 A. molekul air bertambah
 B. ion H^+ berkurang
 C. ion OH^- bertambah
 D. pH larutan berkurang
 E. terjadi reaksi penetralan

10. Untuk reaksi: $NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
 diketahui tetapan kesetimbangannya, $K_b(NH_3) = 1{,}81 \times 10^{-5}$. Jika 3,4 g NH_3 dilarutkan ke dalam air sampai volumenya 2 L maka konsentrasi NH_4^+ dalam larutan sebesar
 A. $1{,}81 \times 10^{-5}$
 B. $1{,}81 \times 10^{-6}$
 C. $4{,}25 \times 10^{-2}$
 D. $1{,}34 \times 10^{-3}$
 E. $6{,}00 \times 10^{-3}$

11. Persamaan kimia berikut yang mewakili reaksi penetralan asam basa adalah
 A. $H_2SO_4(aq) + 2H_2O(\ell) \longrightarrow 2H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$
 B. $NH_3(g) + 2H_2O(\ell) \longrightarrow NH_4OH(aq)$
 C. $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$
 D. $CuO(s) + 2HNO_3(aq) \longrightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + H_2O(\ell)$
 E. $SO_3(g) + H_2O(\ell) \longrightarrow H_2SO_4(aq)$

12. Jika 99 mL NaOH 0,2 M dicampurkan dengan 100 mL HCl 0,2 M maka pH campuran adalah
 A. 1
 B. 2
 C. 3
 D. 4
 E. 5

13. Indikator yang tepat untuk titrasi larutan HCl oleh larutan NaOH adalah
 A. metil jingga dengan trayek pH = 3,1 – 4,4
 B. metil merah dengan trayek pH = 4,4 – 6,2
 C. bromtimol biru dengan trayek pH = 6,0 – 8,0
 D. fenolftalein dengan trayek pH = 8,8 – 10
 E. alizarin kuning dengan trayek pH = 10,1 – 12

14. Menurut Bronsted-Lowry, asam adalah
 A. pendonor proton
 B. pendonor elektron
 C. penerima elektron
 D. penerima proton
 E. penerima ion H^+

15. Spesi dalam reaksi yang berperan sebagai basa Lewis adalah
 A. H_2O D. NH_3
 B. CN^- E. PCl_3
 C. I^-

16. Larutan yang dibuat dengan melarutkan asam benzoat 0,01 mol dan natrium benzoat 0,02 mol dalam 500 mL air mempunyai pH antara ($K_b = 6{,}5 \times 10^{-5}$)
 A. 2 dan 3 D. 3 dan 4
 B. 4 dan 5 E. 6 dan 7
 C. 5 dan 6

17. Jika 50 mL KOH 0,2 M ditambahkan ke dalam 40 mL HCOOH 0,5 M ($K_a = 1{,}78 \times 10^{-4}$), pH larutan campuran adalah
 A. 7,00 D. 5,5
 B. 4,0 E. 3,45
 C. 4,74

18. Di antara larutan garam berikut dengan konsentrasi molar yang sama dan mempunyai pH paling tinggi adalah
 A. KNO_3 D. NaCN
 B. NH_4Cl E. CH_3NH_2
 C. CH_3COONa

19. Larutan garam berikut konsentrasi molarnya sama. Larutan yang paling basa adalah
 A. NaI D. NaF
 B. NaCN E. CH_3COONa
 C. $NaNO_3$

20. Untuk membuat larutan penyangga dengan pH sekitar 3 dan 4, dapat digunakan campuran
 A. NH_4NO_3 dan NH_3
 B. HNO_2 dan $NaNO_2$
 C. HOCl dan NaOCl
 D. $NaHCO_3$ dan Na_2CO_3
 E. CH_3COOH dan CH_3COONa

21. Suatu larutan penyangga adalah campuran dari asam asetat ($K_a = 1{,}8 \times 10^{-5}$) dan kalium asetat mempunyai pH = 5,24. Perbandingan $[CH_3COO^-]:[CH_3COOH]$ dalam larutan ini adalah
 A. 1:1 D. 3:1
 B. 5:1 E. 1:5
 C. 1:3

22. Di antara campuran berikut, yang merupakan larutan penyangga dengan pH mendekati 9 adalah
 A. 50 mL NH_4Cl 0,1 M dan 50 mL NaOH 0,1 M
 B. 50 mL NH_4Cl 0,1 M dan 25 mL NaOH 0,1 M
 C. 50 mL NH_4Cl 0,1 M dan 50 mL HCl 0,1 M
 D. 50 mL NH_4Cl 0,1 M dan 25 mL HCl 0,1 M
 E. 25 mL NH_4Cl 0,1 M dan 50 mL NaOH 0,1 M

23. Larutan jenuh CaF_2 adalah 2×10^{-4} M. K_{sp} CaF_2 adalah
 A. $2{,}6 \times 10^{-9}$ D. $4{,}0 \times 10^{-8}$
 B. $3{,}2 \times 10^{-11}$ E. $8{,}0 \times 10^{-10}$
 C. $8{,}0 \times 10^{-12}$

24. Jika K_{sp} $CaC_2O_4 = 2{,}6 \times 10^{-9}$, konsentrasi ion oksalat yang diperlukan untuk membentuk endapan dalam larutan yang mengandung 0,02 M ion kalsium adalah
 A. $1{,}0 \times 10^{-9}$ D. $1{,}3 \times 10^{-7}$
 B. $2{,}2 \times 10^{-5}$ E. $5{,}2 \times 10^{-19}$
 C. $5{,}2 \times 10^{-11}$

25. Jika larutan jenuh $La_2(C_2O_4)_3$ mengandung $1{,}1 \times 10^{-6}$ M, K_{sp} untuk zat ini adalah
 A. $1{,}2 \times 10^{-12}$ D. $5{,}2 \times 10^{-30}$
 B. $1{,}6 \times 10^{-34}$ E. $1{,}6 \times 10^{-12}$
 C. $1{,}7 \times 10^{-28}$

26. Kelarutan CaF_2 adalah 2×10^{-4} M. Nilai K_{sp}-nya adalah
 A. 4×10^{-8} D. 8×10^{-12}
 B. $3{,}2 \times 10^{-11}$ E. 8×10^{-8}
 C. $2{,}56 \times 10^{-11}$

27. Jika hasil kali kelarutan $BaSO_4$ $1{,}5 \times 10^{-9}$, kelarutannya dalam air adalah
 A. $1{,}5 \times 10^{-9}$ mol per liter
 B. $3{,}9 \times 10^{-5}$ mol per liter
 C. $7{,}5 \times 10^{-5}$ mol per liter
 D. lebih kecil dari asam sulfat encer
 E. $1{,}5 \times 10^{-5}$ mol per liter

28. Hasil kali kelarutan AgCl dan Ag_2CrO_4 adalah
 $K_{sp}(AgCl) = 1{,}0 \times 10^{-10}$
 $K_{sp}(Ag_2CrO_4) = 2{,}5 \times 10^{-12}$
 Jika larutan perak nitrat ditambahkan ke dalam larutan yang mengandung jumlah mol Cl^- dan CrO_4^{2-} yang sama maka
 A. Ag_2CrO_4 akan mengendap pertama karena K_{sp}-nya lebih kecil
 B. AgCl akan mengendap pertama sebab kelarutannya lebih rendah
 C. tidak ada endapan yang terbentuk
 D. Ag_2CrO_4 akan mengendap pertama sebab kelarutannya lebih rendah
 E. AgCl dan Ag_2CrO_4 akan mengendap secara bersamaan

29. Asap adalah dispersi koloid dengan fasa terdispersi dan medium pendispersi

A. gas dalam padat
B. cair dalam padat
C. padat dalam gas
D. padat dalam padat
E. cair dalam gas

30. Gerak Brown dalam koloid disebabkan oleh
A. ukuran partikel koloid
B. gaya gravitasi bumi
C. tumbukan antarpartikel tidak merata
D. muatan partikel yang sejenis
E. energi kinetik partikel

31. Susu cair adalah suspensi koloid dari lemak dan protein yang dapat diendapkan melalui
A. penambahan etanol
B. filtrasi
C. pasteurisasi
D. penambahan asam
E. penambahan air

32. Penggunaan membran semipermeabel untuk memisahkan koloid dikenal sebagai
A. elektroforesis
B. dialisis
C. elektrolisis
D. filtrasi
E. peptisasi

33. Dispersi koloid arsen(III) sulfida paling cepat dikoagulasi dengan menambahkan larutan yang mengandung
A. NaCl
B. Na_3PO_4
C. $Al_2(SO_4)_3$
D. $CaCl_2$
E. $MgCl_2$

34. Pembuatan koloid yang *tidak* termasuk cara dispersi adalah
A. mekanik
B. penggerusan
C. peptisasi
D. busur Bredig
E. pengendapan

35. Sifat adsorpsi yang dimiliki koloid dapat diterapkan untuk proses berikut, *kecuali*
A. penjernihan air
B. penggumpalan karet
C. norit (obat sakit perut)
D. pemutih gula pasir
E. pencucian sabun pada pakaian

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Larutan dibuat dengan menambahkan 2 mL HCl 5 M dan 2 mL HNO_3 5 M ke dalam air hingga volume campuran 1.000 mL. Hitung pH dan pOH larutan ini?

2. Larutan sampo memiliki konsentrasi ion hidroksida $1{,}5 \times 10^{-9}$ M. Berapakah pH larutan ini?

3. Pada reaksi berikut, tandai setiap spesi sebagai asam atau basa. Tunjukkan spesi yang merupakan asam atau basa dan asam atau basa konjugatnya.
a. $H_2C_2O_4 + ClO^- \rightleftharpoons HC_2O_4^- + HClO$
b. $HPO_4^{2-} + NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H_2PO_4^-$
c. $SO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HSO_4^- + OH^-$
d. $H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3PO_4 + OH^-$
e. $H_2PO_4^- + H_2PO_4^- \rightleftharpoons H_3PO_4 + HPO_4^{2-}$
f. $HCN + CO_3^{2-} \rightleftharpoons CN^- + HCO_3^-$

4. Sebanyak 10 mL larutan HCl 0,1 M dititrasi dengan larutan NaOH 0,1 M.
a. Hitung pH campuran setelah penambahan NaOH sebanyak 0,0 mL; 5,0 mL; 8,0 mL; 9,5 mL; 10,0 mL; dan 15,0 mL.
b. Buat grafik yang menunjukkan hubungan pH dan penambahan volume NaOH.
c. Indikator apakah yang cocok digunakan untuk menentukan titik akhir titrasi?

5. Berapakah gram $NaHPO_4$ yang harus ditambahkan ke dalam 500 mL larutan NaH_2PO_4 0,10 M untuk menghasilkan penyangga dengan pH 8,1? $K_a(H_2PO_4^-) = 6{,}3 \times 10^{-8}$.

6. Hitung pH pada titik e uivalen untuk setiap titrasi:
a. Natrium asetat 0,104 g ($K_b = 5{,}6 \times 10^{-10}$) dilarutkan dalam 25 mL air dan dititrasi dengan HCl 0,9996 M.
b. 50 mL HOCl 0,0426 M ($K_a = 3{,}5 \times 10^{-8}$) dititrasi dengan NaOH 0,1028 M.
c. 50 mL HBr 0,205 M dititrasi dengan KOH 0,356 M.

7. pH larutan jenuh magnesium hidroksida (susu magnesia) ditemukan 10,52. Dari data ini, tentukan K_{sp} untuk magnesium hidroksida.

8. Suatu larutan mengandung Zn^{2+} $1{,}5 \times 10^{-4}$ M dan HSO_4^- 0,20 M. Larutan juga mengandung Na_2SO_4. Berapakah molaritas Na_2SO_4 paling rendah harus ada dalam larutan untuk mencegah pengendapan seng sulfida ketika larutan dijenuhkan dengan H_2S 10 M.

9. Apakah perbedaan prinsip antara pengendapan koloid dengan cara elektroforesis dan dengan menggunakan larutan elektrolit?

10. Jelaskan beberapa perbedaan penting antara larutan sejati dan koloid? Jelaskan pula yang dimaksud dengan:
a. aerosol;
b. emulsi;
c. busa;
d. koloid hidrofob;
e. koloid hidrofil.

Evaluasi Kompetensi Kimia
Akhir Tahun

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat.

1. Orbital dapat didefinisikan sebagai ….
 A. momentum sudut elektron dalam mengelilingi inti atom
 B. daerah kebolehjadian ditemukannya elektron dalam atom
 C. tempat elektron dalam mengelilingi inti atom
 D. bentuk lintasan elektron dalam mengelilingi inti atom
 E. perputaran elektron pada porosnya dalam mengelilingi inti atom

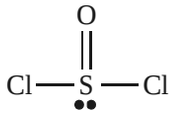
2. Jumlah elektron maksimum yang dapat menghuni orbital atom dengan bilangan kuantum M (n = 3) adalah
 A. 8 D. 18
 B. 9 E. 32
 C. 10

3. Bilangan kuantum yang *tidak* dibolehkan menurut aturan Pauli adalah ….
 A. n = 2 ℓ = 0 m = 0 s = +
 B. n = 2 ℓ = 1 m = 1 s = –
 C. n = 2 ℓ = 2 m = –2 s = +
 D. n = 2 ℓ = 0 m = 0 s = –
 E. n = 2 ℓ = 1 m = 0 s = +

4. Unsur M memiliki konfigurasi elektron: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$. Rumus senyawa yang dapat dibentuk unsur M dengan atom oksigen adalah
 A. MO D. M_2O_3
 B. MO_2 E. M_3O_2
 C. MO_3

5. Titanium memiliki konfigurasi elektron: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^2\ 4s^2$. Senyawa titanium yang *tidak* mungkin terdapat di alam adalah ….
 A. $Ti(H_2O)_6Cl_3$ D. K_2TiO_5
 B. K_3TiF_6 E. K_2TiO_4
 C. K_2TiF_6

6. Perhatikan molekul dengan rumus struktur berikut.

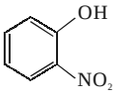
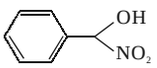


 Molekul tersebut memiliki bentuk
 A. tetrahedral D. oktahedral
 B. linear E. piramid
 C. segitiga datar

7. Senyawa berikut yang bersifat polar adalah
 A. SF_6 D. CH_3Cl
 B. BCl_3 E. CCl_4
 C. $SnCl_4$

8. Orbital hibrida yang dapat digunakan untuk berikatan dalam molekul atau ion dengan bentuk segiempat datar adalah ….
 A. *sp* D. sp^3d
 B. dsp^2 E. d^2sp^3
 C. sp^3

9. Ikatan van der Waals dimiliki dalam senyawa
 A. $CO_2(s)$ D. $NH_3(\ell)$
 B. $Mg(s)$ E. $SiO_2(s)$
 C. $MgO(s)$

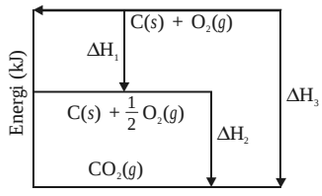
10. Ikatan hidrogen antarmolekul *tidak terjadi* dalam
 A. $HF(\ell)$
 B. $NH_3(\ell)$
 C. $H_2O(\ell)$
 D. 
 E. 

11. Perubahan entalpi pembentukan standar untuk air terdapat pada reaksi
 A. $2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$
 B. $2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(\ell)$
 C. $H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(\ell)$
 D. $H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(\ell)$
 E. $H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(g)$

12. Perhatikan data entalpi pembentukan standar iodin triklorida(ICl_3)berikut.
 $I_2(s) \longrightarrow I_2(g)$ $\Delta H = +x\ kJ\ mol^{-1}$
 $I_2(g) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2ICl_3(g)$ $\Delta H = -y\ kJ\ mol^{-1}$
 Perubahan entalpinya adalah
 A. $\frac{(x+y)}{2}$ D. (x + y)
 B. $\frac{(x-y)}{2}$ E. (x – y)
 C. $\frac{(x-y)}{3}$

13. Perubahan entalpi reaksi sama dengan energi ikatan H–I terdapat pada
 A. $2HI(g) \longrightarrow H_2(g) + I_2(g)$
 B. $HI(g) \longrightarrow \frac{1}{2}H_2(s) + \frac{1}{2}I_2(s)$
 C. $HI(g) \longrightarrow \frac{1}{2}H_2(g) + \frac{1}{2}I_2(g)$
 D. $HI(g) \longrightarrow H^+(g) + I^-(g)$
 E. $HI(g) \longrightarrow H(g) + I(g)$

14. Perhatikan diagram tingkat energi berikut.



Berdasarkan diagram di atas, hubungan antara ΔH_1, ΔH_2, dan ΔH_3 yang benar adalah

A. $\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_3$
B. $\Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_1$
C. $\Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2$
D. $\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$
E. $\Delta H_3 = \Delta H_2 - \Delta H_1$

15. Diketahui tahap-tahap reaksi sebagai berikut.

$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2 \quad \Delta H = a$ kJ
$H_2 + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow H_2O \quad \Delta H = b$ kJ
$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO \quad \Delta H = c$ kJ

Menurut hukum Hess, hubungan antara a, b, c dinyatakan oleh persamaan

A. $c = 2a + 2b$
B. $a = b - c$
C. $b = c - a$
D. $2b = c + 2a$
E. $2c = a + 2b$

16. Dalam reaksi: $A + 2B \rightarrow C + 2D$, kecepatan awal $(-\frac{dA}{dt})$ pada t = 0 adalah $2{,}6 \times 10^{-2}$ mol L^{-1} s^{-1}.

Nilai $(-\frac{d}{dt})$ pada t = 0 (dalam mol L^{-1} s^{-1}) adalah

A. $2{,}6 \times 10^{-2}$
B. $5{,}2 \times 10^{-2}$
C. $1{,}3 \times 10^{-2}$
D. $1{,}0 \times 10^{-1}$
E. $6{,}5 \times 10^{-3}$

17. Pada reaksi: $Cl_2(g) + 2NO(g) \rightarrow 2NOCl(g)$ diketahui bahwa konsentrasi kedua pereaksi dinaikkan 2 kali, kecepatan reaksi meningkat 8 kali. Jika hanya konsentasi Cl_2 dinaikkan 2 kali, kecepatan reaksi meningkat 2 kali. Orde reaksi terhadap NO adalah

A. 0
B. 1
C. 2
D. 3
E. $\frac{1}{2}$

18. Data kecepatan reaksi untuk:

$4NO(g) + 2H_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g) + 2N_2O(g)$

Disajikan pada tabel berikut.

NO	H_2	v
0,1	0,1	1
0,3	0,1	9
0,3	0,2	18

Persamaan kecepatan reaksinya

A. $[NO][H_2]$
B. $[NO]^2[H_2]$
C. $[NO]^2[H_2]^2$
D. $[2NO][H_2]$
E. $[2NO]^2[H_2]$

19. Perhatikan reaksi penguraian berikut.

$2HI(g) \longrightarrow H_2(g) + I_2(g)$.

Persamaan kecepatan reaksinya: $= k[HI]^2$

Tetapan kecepatan pada t_1 dan t_2 adalah k dan 4k. Jika persamaan kecepatan pada t_1 dan tekanan p adalah maka persamaan kecepatan pada t_2 dan tekanan 3p adalah

A. 9r
B. 12r
C. 18r
D. 24r
E. 36r

20. Pernyataan berikut tentang katalis yang *tidak* tepat adalah

A. pada akhir reaksi, komposisi kimia katalis tidak berubah
B. katalis turut serta pada tahap-tahap reaksi, tetapi pada akhir reaksi terbentuk kembali
C. katalis membentuk ikatan kimia yang sementara dengan pereaksi
D. katalis mengubah tetapan kecepatan reaksi
E. katalis mengubah posisi kesetimbangan reaksi ke arah produk.

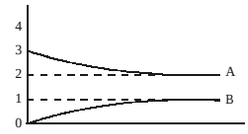
21. Reaksi yang memiliki tetapan kesetimbangan sama dengan hasil kali kelarutannya adalah

A. $CaC_2O_4(g) + 3H^+(g) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + H_2C_2O_3(g)$
B. $La(OH)_3(s) \rightleftharpoons La^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$
C. $Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightleftharpoons AgCl(s)$
D. $Cu(OH)_2(s) + 4NH_3(aq) \rightleftharpoons Cu(NH_3)_4^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$
E. $Zn(OH)_2(s) + 2OH^-(aq) \rightleftharpoons Zn(OH)_4^{2-}(aq)$

22. Senyawa A 3M direaksikan dengan senyawa B 4M membentuk kesetimbangan menurut reaksi:

$A + 2B \rightleftharpoons C + D$

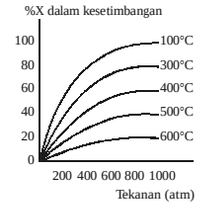
Hasilnya dinyatakan dalam diagram berikut.



Berdasarkan diagram di atas, tetapan kesetimbangan reaksi adalah

A. 1
B. $\frac{1}{4}$
C. $\frac{1}{8}$
D. 4
E. 8

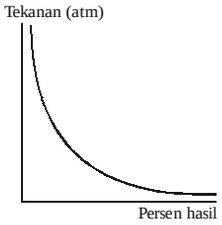
23. Grafik berikut menunjukkan produk gas X pada suhu dan tekanan berbeda.



Berdasarkan grafik di atas, disimpulkan bahwa

A. reaksi ke arah produk terjadi dengan menurunkan volume gas
B. reaksi ke arah produk adalah endoterm
C. produk reaksi meningkat dengan adanya katalis
D. reaksi ke arah pereaksi adalah eksoterm
E. tekanan tidak memengaruhi posisi kesetimbangan

24. Reaksi kesetimbangan yang sesuai dengan grafik berikut adalah



A. $X(g) \rightleftharpoons 2Z(g)$
B. $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons 2Z(g)$
C. $X(g) + Y(\ell) \rightleftharpoons 2Z(\ell)$
D. $X(g) + Y(s) \rightleftharpoons Z(g)$
E. $X(g) + 2Y(g) \rightleftharpoons Z(g)$

25. Jika 1 mol nitrogen bereaksi dengan 3 mol hidrogen maka tercapai kesetimbangan dengan tekanan total p.

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

Pada keadaan setimbang, 50% nitrogen sudah bereaksi. Tekanan parsial amonia adalah

A. $\frac{p}{3}$
B. $\frac{p}{4}$
C. $\frac{3}{p}$
D. $\frac{4}{p}$
E. 3p

26. Kekuatan asam lemah biasanya dibandingkan berdasarkan nilai

A. pH larutan
B. derajat ionisasinya
C. tetapan ionisasinya
D. kelarutannya dalam air
E. konsentrasinya

27. Asam fluoroetanoat (FCH_2COOH) memiliki pK_a sebesar 2,59 maka asam kloroetanoat ($ClCH_2COOH$) akan memiliki nilai pK_a sebesar

A. 0,65
B. 2,59
C. 2,87
D. 4,75
E. 5,59

28. Nilai pH suatu larutan asam adalah 5, artinya

A. $[H_3O^+] = \log 5$
B. $\log [H_3O^+] = 5$
C. $-\log [H_3O^+] = -5$
D. $[H_3O^+] = 10^{-5}$
E. $\log \frac{1}{[H_3O^+]}$

29. Di antara spesi berikut (ditebalkan), yang bertindak selaku basa adalah pada reaksi

A. $HSO_4^- + HNO_3 \longrightarrow H_2NO_3^+ + SO_4^{2-}$
B. $HCO_3^- + H_2PO_4^- \longrightarrow HPO_4^{2-} + CO_2 + H_2O$
C. $CH_3COOH + HNO_3 \longrightarrow CH_3COOH_2^+ + NO_3^-$
D. $HCl + HBr \longrightarrow H_2Cl^+ + Br^-$
E. $HSO_4^- + H_3O^+ \longrightarrow H_2SO_4 + H_2O$

30. Di antara spesi berikut (ditebalkan), yang bertindak selaku asam Lewis adalah pada reaksi

A. $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$
B. $BCl_3 + NH_3 \longrightarrow BCl_3^- + NH_3$
C. $Cl^- + AlCl_3 \longrightarrow AlCl_4^-$
D. $Fe^{3+} + 6CN^- \longrightarrow [Fe(CN)_6]^{3-}$
E. $Br_2 + FeBr_3 \longrightarrow FeBr_4^- + Br^-$

31. Larutan dibuat dengan melarutkan NaOH 0,1 mol dan NH_3 0,1 mol ke dalam satu liter larutan. pH larutan adalah

A. 14,0
B. 13,0
C. 11,1
D. 9,0
E. 7,6

32. Sebanyak 50 mL larutan HCl 0,1 M direaksikan dengan 80 mL larutan NaOH 0,1 M. pH campuran adalah

A. 3,0
B. 7,0
C. 10,5
D. 12,4
E. 13,0

33. Asam lemah monoprotik sebanyak 25 mL dititrasi dengan NaOH 0,1M. Titik ekuivalen dicapai pada volume NaOH sebanyak 28,5 mL. Jika K_a asam ini 4×10^{-6}, indikator yang cocok adalah

A. fenolftalein (trayek pH = 8,5 – 9,8)
B. timolftalein (trayek pH = 9,5 – 10,6)
C. bromkresol hijau (trayek pH = 3,8 – 5,4)
D. metil merah (trayek pH = 4,2 – 6,1)
E. bromtimol biru (trayek pH = 6 – 7,6)

34. Garam yang dilarutkan dalam air akan menghasilkan larutan dengan pH > 7 adalah

A. NH_4Cl
B. $AlCl_3$
C. Na_2CO_3
D. KNO_3
E. $Mg(NO_3)_2$

35. Persamaan ion untuk reaksi asam nitrit dititrasi dengan kalium hidroksida adalah

A. $HNO_2 + KOH \rightleftharpoons KNO_2 + H_2O$
B. $H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2H_2O$
C. $NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$
D. $HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$
E. $HNO_2 + OH^- \rightleftharpoons NO_2^- + H_2O$

36. Campuran berikut yang akan membentuk larutan penyangga adalah …

A. 100 mL NaOH 0,1M + 100 mL HCl 0,1 M
B. 100 mL NH_3 0,1M + 100 mL HCl 0,1M
C. 100 mL NH_3 0,1M + 100 mL CH_3COOH 0,1M
D. 50 mL NaOH 0,1M + 50 mL CH_3COOH 0,1M
E. 50 mL Na_2CO_3 0,1M + 50 mL $NaHCO_3$ 0,1M

37. $Mg(OH)_2$ mudah larut dalam larutan amonium klorida, tetapi tidak larut dalam natrium klorida sebab
 A. ion NH_4^+ bertindak selaku basa
 B. ion NH_4^+ mengubah K_{sp} $Mg(OH)_2$
 C. amonium klorida merupakan elektrolit lebih kuat dari natrium klorida
 D. ion Na^+ dan Mg^{2+} memiliki konfigurasi elektron yang sama
 E. $Mg(OH)_2$ memiliki nilai K_{sp} rendah

38. Koloid di bawah ini yang *tidak* dapat dibuat dengan cara kondensasi adalah
 A. sol belerang
 B. sol AgCl
 C. sol As_2S_3
 D. sol $Fe(OH)_3$
 E. sol $AuCl_3$

39. Di antara senyawa berikut, yang paling cepat mengendapkan lumpur di sungai adalah
 A. NaCl
 B. KCl
 C. $MgCl_2$
 D. $AlCl_3$
 E. $CaCl_2$

40. Sifat adsorpsi dari partikel koloid dapat dipakai untuk peristiwa berikut, *kecuali*
 A. elektrolisis
 B. elektroforesis
 C. dialisis
 D. koagulasi
 E. penggunaan koloid pelindung

B. Jawablah pertanyaan berikut dengan benar.

1. Tuliskan bilangan kuantum untuk setiap elektron yang ditemukan dalam atom nitrogen (N). Contohnya, bilangan kuantum untuk satu elektron dalam 2*s* adalah

 $n = 2; l = 0; m = 0; s = +\frac{1}{2}$.

2. Senyawa molekuler tersusun dari 60,4% Xe; 22,1% O; dan 17,5% F. Jika massa molekulnya 217 sma. Bagaimanakah rumus molekul tersebut? Buatlah bentuk geometrinya dengan model SEPR dan jelaskan ikatan yang terjadi menurut teori ikatan valensi.

3. Gunakan data energi ikatan untuk meramalkan $\Delta H°$ pada reaksi berikut.
 a. $N_2F_2(g) + F_2(g) \longrightarrow N_2F_4(g)$
 b. $H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O_2(g)$
 c. $2H_2(g) + N_2(g) \longrightarrow N_2H_4(g)$
 d. $HCN(g) + 2H_2(g) \longrightarrow CH_3NH_2(g)$

4. Suatu kalorimeter berisi 75 g air pada suhu 17°C. Cuplikan besi sebanyak 75 g pada 63°C ditempatkan dalam kalorimeter tersebut menghasilkan suhu akhir sistem 21°C. Hitunglah kapasitas kalor kalorimeter jika suhu kalorimeter naik 2°C. Kalor jenis air 4,184 J/g °C dan kalor jenis besi 0,45 J/g °C.

5. Diketahui persamaan termokimia berikut.

 $C_2H_5OH(\ell) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$

 $\Delta H° = 1234{,}7$ kJ

 $C_2H_3OCH_3(\ell) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$

 $\Delta H° = 1328{,}3$ kJ

 Hitung $\Delta H°$ untuk reaksi:

 $C_2H_5OH(\ell) \longrightarrow C_2H_3OCH_3(\ell)$

6. Ion iodida dioksidasi menjadi ion hipoiodit (IO^-) dengan ion hipoklorit (ClO^-) dalam larutan basa. Persamaan kimianya:

 $I^-(aq) + ClO^-(aq) \xrightarrow{OH^-} IO^-(aq) + Cl^-(aq)$

 Dengan data sebagai berikut.

Per. Ke–	Konsentrasi Awal (mol L^{-1})			Laju Awal (mol $L^{-1}s^{-1}$)
	I^-	ClO^-	OH^-	
1	0,01	0,02	0,01	$12{,}2 \times 10^{-2}$
2	0,02	0,01	0,01	$12{,}2 \times 10^{-2}$
3	0,01	0,01	0,01	$6{,}1 \times 10^{-2}$
4	0,01	0,01	0,02	$3{,}0 \times 10^{-2}$

 Tentukan hukum laju untuk reaksi tersebut dan tentukan nilai tetapan lajunya.

7. Perhatikan reaksi hidrogenasi piridin menjadi piperidin:

 $C_5H_5N(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons C_5H_{11}N(g)$

 Pada keadaan setimbang, tetapan kesetimbangannya adalah $\text{Log } K = 0{,}28 + \frac{10{,}56}{T}$.
 a. Hitunglah nilai K pada $T = 500$K.
 b. Jika tekanan parsial hidrogen 1 atm, berapakah fraksi molekul piridin pada 500K?

8. Jika batu kapur terendam air hujan maka terjadi kesetimbangan kimia berikut.

 $CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons CO_2(aq)$

 $CO_2(aq) + H_2O(\ell) + CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2HCO_2^-(aq)$

 Bagaimanakah stalagmit dan stalagtit terbentuk di dalam gua?

9. Teknisi laboratorium forensik ingin menentukan barbital yang terkandung dalam cuplikan melalui titrasi dengan NaOH. (Barbital adalah obat penenang yang dapat menyebabkan kecanduan. Jika *o erdosis* dapat mengakibatkan koma atau mati). Dari hasil laboratorium, diketahui konsentrasi $NaC_8H_{11}N_2O_3$ pada titik ekuivalen adalah 0,001 M. Jika K_a (barbital) $= 3{,}7 \times 10^{-8}$, pada pH berapakah titik ekuivalen diamati dan indikator apakah yang cocok untuk ini?

10. pH larutan jenuh magnesium hidroksida (susu magnesia) sebesar 10,52. Tentukanlah K_{sp} untuk magnesium hidroksida.

Apendiks 1

Kunci Jawaban

Tes Kompetensi Subbab

Bab 1 Struktur Atom

Tes Kompetensi Subbab A

1. $\Delta E = 2{,}17 \times 10^{-18}\left(1-\frac{1}{16}\right)\text{J}$

 $= 2{,}042 \times 10^{-18}\text{J}$

3. Spektrum atom hidrogen yang terurai menjadi beberapa garis spectra akibat medan magnet atau medan listrik.
5. Atom-atom yang memiliki lebih dari dua elektron. Atom hidrogen tidak tergolong atom berelektron banyak melainkan atom berelektron tunggal. Atom berelektron banyak, berarti memiliki nomor atom besar. Atom berelektron banyak dimulai dari helium dan seterusnya.
7. Terdapat 16 orbital
9. Bilangan kuantum spin adalah bilangan yang menyatakan arah putaran elektron pada porosnya (searah atau berlawanan arah jarum jam). Bilangan kuantum spin muncul dari hasil analisis cahaya yang dipantulkan dari uap atom perak (tidak dihasilkan dari penurunan teori mekanika kuantum).

Tes Kompetensi Subbab B

1. Sebab orbital s tidak memiliki orientasi dalam ruang. Peluang ditemukannya elektron terletak pada permukaan bola.
3. Peluang terbesar dalam bidang xz adalah terbesar » 99,9%, sedangkan di luar bidang peluangnya terkecil > 0,001%.
5. a. Jika n = 3 maka ℓ = n – 1 = 3 – 1 = 2 sehingga dilarang
 b. Jika n = 4 maka ℓ = n – 1 = 4 – 1 = 3 sehingga diizinkan
 c. Jika n = 5 maka ℓ = 4 sehingga diizinkan

Tes Kompetensi Subbab C

1. Pada n = 4, jumlah orbital = $n^2 = 16$, jumlah maksimum elektron, $2n^2 = 32$.
3. K = 2
 L = 8
 M = 18
 Penulisan konfigurasi di Kelas X tidak menyimpang
 N = 32
5. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6\ 7s^2\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7p^6\ 8s^2$
7. $_7$N : $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
 $_{15}$P : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
 $_{33}$As : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$
 $_{51}$Sb : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ Sp^3$
9. $_{11}$Na = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ (ketidakpastian dalam momentum spin)
 $_{13}$Al = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ (ketidakpastian dalam momentum sudut)
 $_{14}$Si = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$ (ketidakpastian dalam momentum sudut)
 $_{15}$P = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ (ketidakpastian dalam momentum spin)
 $_{16}$S = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ (ketidakpastian dalam momentum sudut)
 $_{17}$Cl = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ (ketidakpastian dalam momentum sudut)
11. Fe^{3+} memiliki orbital setengah penuh

Tes Kompetensi Subbab D

1. Karena konfigurasi elektron dari golongan IA memiliki kelebihan 1 elektron untuk stabil, sedangkan golongan IIA kelebihan 2 elektron.
3. Konfigurasi $_{15}$P : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^3}$
 fosfor memiliki 5 elektron di kulit terluar ($3s^2\ 3p^3$)
 Jadi, bisa memiliki valensi 3 dan valensi 5.
5. NA 5: periode 2, golongan IIIA
 NA 13: periode 3, golongan IIIA
 NA 31: periode 4, golongan IIIA
 NA 59: periode 6, transisi dalam
 NA 81: periode 6, golongan IIIA

I. Pilihan ganda

1.	D	11.	B	21.	D	31.	E	41.	E
3.	B	13.	C	23.	E	33.	B	43.	A
5.	D	15.	C	25.	B	35.	A	45.	D
7.	B	17.	C	27.	A	37.	B	47.	C
9.	D	19.	D	29.	D	39.	A	49.	E

II. Esai

1. Posisi elektron dalam atom. Bohr menyatakan elektron mengelilingi inti dengan jarak tertentu, sedangkan teori mekanika kuantum menyatakan posisi elektron dalam atom tidak dapat dipastikan, yang dapat diketahui hanya daerah kebolehjadian menemukan elektron.
3. • bilangan kuantum utama (n) menyatakan bentuk orbital

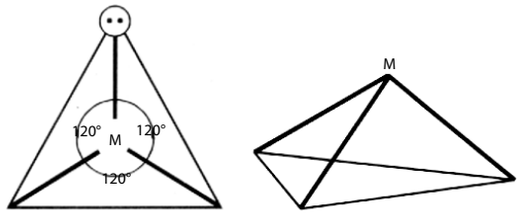
- bilangan kuantum azimut (ℓ) menyatakan bentuk orbital
- bilangan kuantum magnetik (m) menyatakan bentuk orbital
- bilangan kuantum spin (s) menyatakan bentuk orbital

5. • tiga ($4p_x$, $4p_y$, dan $4p_z$)
 • 10 orbital
7. a, karena bilangan kuantum spin tidak mungkin.
9. N^{3-} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
 Mg^{2+}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
 Al^{3+} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
 Cl^- : $[Ne]^{10}\ 3s^2\ 3p^6$
 Sc^{3+} : $[Ne]^{10}\ 3s^2\ 3p^6$
11. Ne = 1*s*
 $1s^3\ 2s^3\ 2p^9$
13. Karena tingkat energinya berbeda.
 Untuk n = 1 hanya ada $\ell = 0$ (2 elektron)
 n = 2 $\ell = 0,1$ (8 elektron)
 n = 3 $\ell = 0, 1, 2$ (18 elektron)
 n = 4 $\ell = 0, 1, 2, 3$ (32 elektron)
15. Golongan 3B, periode 8.

Bab 2 Struktur dan Gaya Antarmolekul

Tes Kompetensi Subbab A

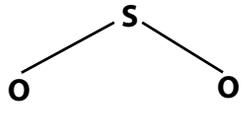
1.



Trigonal planar Trigonal piramidal

3. Trigonal planar = antara dua ikatan pada atom pusat sebesar 120°
 Bujur sangkar = antara empat ikatan pada atom pusat sebesar 90°
 Tetahedral = sama besar, yaitu 109,5°
 Trigonal piramidal = bidang datar segitiganya mempunyai sudut 120°, sedangkan antara bidang pusat dan titik sudut atas serta bidang bawah sebesar 90°
 Oktahedral = sama besar, yaitu 90°

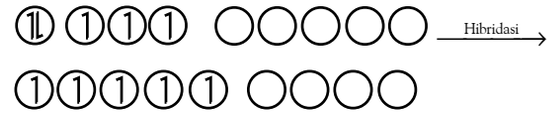
Tes Kompetensi Subbab B

1. Teori domain elektron yang berdasarkan pada jumlah pasangan elektron ikatan (PEI) dan pasangan elektron bebas (PEB) dalam atom pusat.
3. 

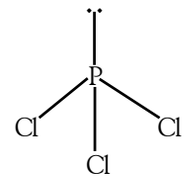
 Segitiga datar

Tes Kompetensi Subbab C

1. Hibridasi adalah pencampuran orbital-orbital atom membentuk orbital baru dengan tingkat energi tertentu. Promosi elektron adalah perpindahan (penyesuaian) elektron dalam orbital sehingga lebih stabil.
 Orbital hibrida sp^3 adalah pembentukan orbital dari orbital *s* dan orbital *p* dengan cara mempromosikan elektron dalam orbital *s* ke orbital *p*.
3. $_{15}P$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3\ 3d^0$

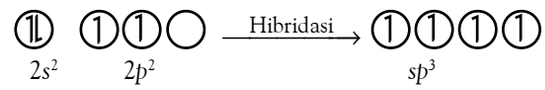


 membentuk orbital hibrida sp^3d



 Tetrahedral

5. Sebab pada atom N: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ tidak memiliki orbital 2*d* sehingga tidak memungkinkan terjadi hibridisasi sp^3d.
7. Konfigurasi elektron $_6C = 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$



 Dua orbital sp^3 berikatan sigma dengan satu orbital 1*s* dari atom hidrogen dan 1 orbital 2*p* dari atom nitrogen. Dua orbital sp^3 sisa berikatan phi dengan orbital 2*p* dari atom nitrogen membentuk ikatan rangkap tiga.
 Struktur molekul yang terbentuk: H−C≡N

Tes Kompetensi Subbab D

1. $SOCl_2$ memiliki titik leleh dan titik didih lebih besar daripada PCl_3.
3. Karena oksigen dan nitrogen merupakan atom dengan keelektronegatifan tinggi sehingga dapat menarik pasangan elektron ikatan yang digunakan bersama.
5. Tergantung pemikiran Anda.
7. Oleh karena atom C dan atom Si memiliki skala keelektronegatifan rendah maka ikatan hidrogen tidak terjadi.

I. Pilihan ganda

1.	A	11.	C	21.	C	31.	C
3.	B	13.	D	23.	D	33.	E
5.	D	15.	A	25.	D	35.	A
7.	A	17.	A	27.	B		
9.	E	19.	B	29.	D		

II. Esai

1. a. linear c. Trigonal planar
 b. linear d. Trigonal bipiramidal
3. a. Tetrahedral d. Trigonal planar
 b. huruf V e. Trigonal bipiramidal
 c. Trigonal piramidal
5. • Orbital gabungan antara 2 atau 3 orbital dengan tingkat energi yang tidak jauh berbeda.
 • Orbital-orbital bertumpangsuh (*overlapping*) antara satu dan yang lain sehingga terbentuk orbital hibrida.
7. • Terjadi saat molekul-molekul memiliki sebaran muatan yang tidak homogen.
 • Terbentuknya dipol sementara dan dipol terinduksi.
 • Mr dan speritas molekul.
9. Gaya London : a, d, e
 Gaya van der Waals : b, c, f

Bab 3 Termokimia

Tes Kompetensi Subbab A

1. Sistem adalah segala sesuatu (variabel) yang manjadi fokus penelitian, sedangkan lingkungan adalah variabel-variabel penelitian yang memengaruhi sistem tetapi tidak menjadi fokus penelitian.
3. a. Oleh karena membutuhkan kalor maka reaksi fotosintesis tergolong reaksi endoterm.
 b. Sistem: CO_2 dan H_2O. Lingkungan: energi matahari, $C_6H_{12}O_6$ dan O_2, dan segala sesuatu di luar sistem.
5. a. Perubahan entalpi (eksoterm)
 b. Perubahan entalpi (endoterm)
 c. Bukan perubahan entalpi
7. $CaC_2\,(s) + 2H_2O(\ell) \rightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(aq)$
 $\Delta H = -128$ kJ
9. $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O \quad \Delta H = -1530$ kJ

$$\Delta H = \frac{16}{32} \times (-1530\text{ kJ}) = -765\text{ kJ}$$

Tes Kompetensi Subbab B

1. $Q = mc\,\Delta T = 500 \times 4{,}18 \times 75 = 156{,}75$ kJ
3. Q(air dingin) $=$ Q(air panas)
 $50\,(T_c - 25) = 75\,(75 - T_c)$
 $50T_c - 1250 = 5625 - 75T_c$
 $T_c = 35°C$.
5. $Q_{\text{air panas}} = Q_{\text{air dingin}} + Q_{\text{kalorimeter}}$
 $50\text{ g} \times 4{,}18\text{ J/°C g} \times 45°C$
 $= (100\text{ g} \times 4{,}18\text{ J/°C g} \times 15°C) + (C_k\ 15°C)\ 9405\text{ J}$
 $= 6270\text{ J} + 15\,C_k\text{ J}$
 $C_k = 209$ J/°C

Tes Kompetensi Subbab C

1. $\Delta H = -33{,}2$ kJ mol^{-1}
3. $\Delta H = -87$ kJ mol^{-1}
5. $\Delta H° = 229{,}2$ kJ
7. $H_2 = 432$ kJ mol^{-1}, HCl $= 428$ kJ mol^{-1}, $I_2 = 149$ kJ mol^{-1}
9. $N_2 = 942$ kJ mol^{-1}, $C_2H_2 = 1661$ kJ mol^{-1}
11. a. $DH_{\text{reaksi}} = (\frac{1}{2} \times 432 + \frac{1}{2} \times 190) - 362$
 $= -51$ kJ mol^{-1}
 b. $DH_{\text{reaksi}} = (4\times413 + 4\times240) - (4\times327 + 4\times428) = -408$ kJ mol^{-1}

Tes Kompetensi Subbab D

1. Sel surya adalah pembangkit energi listrik menggunakan matahari sebagai sumber energinya.
3. Mereaksikan gas CO dan H_2 yang telah diperkaya membentuk metana dan uap air. CH_4 disebut gas alam sintetik.
5. Sumber energi terbarukan: sumber energi yang dapat diperbarui kembali.

I. Pilihan ganda

1.	C	11.	E	21.	A	31.	E	41.	B
3.	C	13.	B	23.	B	33.	A	43.	C
5.	D	15.	B	25.	D	35.	D	45.	E
7.	C	17.	C	27.	A	37.	D		
9.	C	19.	E	29.	D	39.	D		

II. Esai

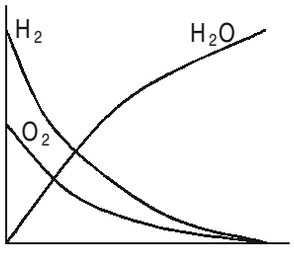
1. Pada benda panas yang banyak adalah energi internal sedangkan kalor baru memiliki nilai apabila terjadi perpindahan energi.
3. Pendingin, karena reaksi melepas energi.
5. +335 J/k
7. –564
9. +116

Bab 4 Kecepatan Reaksi

Tes Kompetensi Subbab A

1. mol NaOH $= 0{,}625$ mol

$$\text{Kemolaran} = \frac{0{,}625\text{ mol}}{750\text{ mL}} \times \frac{1000}{1\text{ liter}} = 0{,}83\text{ M}$$

3. mol $CH_4 = 0{,}625$ mol
 Kemolaran $= 0{,}052$ M
5. 

7. Kecepatan penguraian ion bromida $= 2{,}5$ mol L^{-1} s^{-1}

Tes Kompetensi Subbab B

1. Semakin besar konsentrasinya maka reaksi akan lebih lambat.
3. Minum obat berbentuk sirup.
5. a. Katalis heterogen
 b. Katalis homogen
 c. Katalis homogen

Tes Kompetensi Subbab C

1. Hukum kecepatan reaksi adalah persamaan yang menyatakan hubungan antara kecepatan reaksi dan konsentrasi molar pereaksi dipangkatkan tingkat reaksi atau orde reaksinya.
3. a. ¼ kali, b. 1/64 kali, c. ½ kali
5. Pada Cl_2 : $\frac{V_2}{V_1} = \left(\frac{0,36}{0,18}\right) = \left(\frac{0,20}{0,10}\right)^x$

 maka $x = 1$

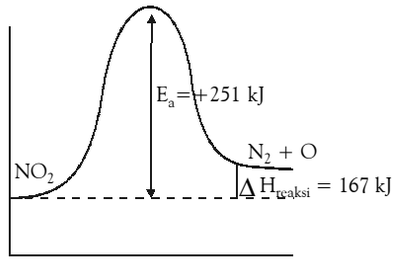
 pada NO : $\frac{V_2}{V_3} = \left(\frac{0,36}{1,44}\right) = \left(\frac{0,10}{0,20}\right)^y = \left(\frac{1}{4}\right) = \left(\frac{1}{2}\right)^y$

 maka y = 2

 sehingga persamaan reaksinya:

 $v = k[NO]^2 [Cl_2]$

Tes Kompetensi Subbab D

1. Jika konsentrasi pereaksi diperbesar maka frekuensi tumbukan semakin tinggi sehingga laju reaksi juga akan meningkat.
3. Dengan orientasi yang tepat, partikel-partikel pereaksi dapat menghasilkan tumbukan efektif.
5. 

Tes Kompetensi Subbab E

1. Semakin kecil bahannya maka semakin besar luas permukaannya.
3. FeO, V_2O_5, dan Pt – Rh.
5. $CO(g) \xrightarrow{\text{katalis}} CO_2(g)$

 $NO(g) \xrightarrow{\text{katalis}} N_2(g)$

 $CH_x \xrightarrow{\text{katalis}} CO_2(g) + H_2O(g)$

I. Pilihan ganda

1.	B	11.	D	21.	E	31.	B
3.	A	13.	D	23.	C	33.	A
5.	C	15.	D	25.	B	35.	B
7.	B	17.	D	27.	C		
9.	D	19.	E	29.	A		

II. Esai

1. Laju reaksi: perubahan konsentrasi pada setiap waktu.
 Kecepatan reaksi: perubahan konsentrasi rata-rata dalam selang waktu tertentu.
3. a. Katalis homogen sefasa dengan pereaksi.
 Katalis heterogen berbeda fasa.
 b. Menyediakan tempat bereaksi (meningkatkan orientasi tumbukan efektif).
 c. Menurunkan E_a.
 d. Mungkin.
5. $v = k[NO]^2 [H]$

 tingkat reaksi = 3
7. a. $v_2 = 2\,v_1$
 b. $v_2 = 3\,v_1$
 c. $v_2 = 2\,v_1$

Bab 5 Kesetimbangan Kimia

Tes Kompetensi Subbab A

1. Reaksi satu arah: produk tidak dapat bereaksi kembali menjadi pereaksi.
 Reaksi dua arah: produk dapat bereaksi kembali menjadi pereaksi.
 Reaksi kesetimbangan: reaksi dua arah yang mempunyai kecepatan bereaksi sama.
3. a. $K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

 b. $K = \frac{[CO][H_2]^3}{[H_2O][CH_4]}$

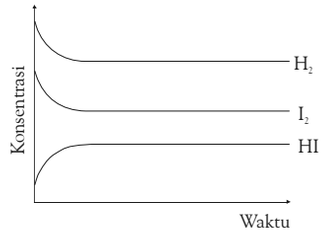
 c. $K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$

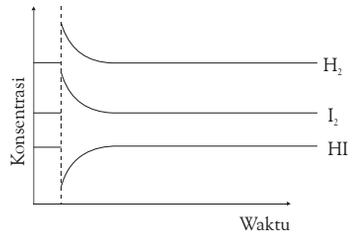
 d. $K = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2[O_2]}$
5. $K_c = \frac{1}{[H_2O]^n}$
7. $2H_2O_2(\ell) \rightleftharpoons 2H_2O(\ell) + O_2(g)$

 $K_c = [O_2]$

Tes Kompetensi Subbab B

1. Variabel suhu.
3. Reaksi akan bergeser ke kanan.





5. Udara kering.
7. Gelas ukur yang direndam.
9. a. Reaksi bergerak ke kanan
 b. Reaksi bergeak ke kiri
 c. Komponen potensial gas dalam sistem kesetimbangan tidak berubah.

Tes Kompetensi Subbab C

1. $K_c = \dfrac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \dfrac{\left[\frac{1,56}{2}\right]^2}{\left[\frac{1}{2}\right]\left[\frac{1}{2}\right]} = 2,4336$

3. $K_c = \dfrac{0,05}{0,2} = 0,25\ (25\%)$

5. $K_3 = 2,2 \times 10^{-11}$

7. $K_p = 26,20$

9. $1,9 = \dfrac{[P_{CO}]^2}{1,5}$

 $P_{CO} = 1,688$ atm

11. $K_p = 26,20 = K_c\,(RT)_2 = K_c\,(0,082 \times 1250)_2$

 $K_c = \dfrac{26,20}{10506,25} = 2,49 \times 10^{-3}$

 P = konsentrasi × RT

 konsentrasi $H_2O = \dfrac{P}{RT} = \dfrac{0,83}{10506,25} = 7,9 \times 10^{-5}$

 konsentrasi $CO = \dfrac{0,75}{10506,25} = 5,43 \times 10^{-5}$

 konsentrasi $H_2 = \dfrac{2,26}{10506,25} = 2,15 \times 10^{-4}$

Tes Kompetensi Subbab D

1. Dengan cara mendinginkan minuman bersoda tersebut

I. Pilihan ganda

1.	E	11.	E	21.	E	31.	B	41.	E
3.	E	13.	B	23.	D	33.	A	43.	A
5.	B	15.	C	25.	D	35.	D	45.	E
7.	E	17.	B	27.	B	37.	D		
9.	A	19.	D	29.	A	39.	B		

II. Esai

1. a.
 - Reaksi satu arah adalah hasil reaksi tidak bisa berubah menjadi pereaksi kembali.
 - Reaksi dua arah adalah hasil reaksi dapat berubah kembali menjadi pereaksi.
 - Reaksi kesetimbangan adalah reaksi dua arah dengan kecepatan reaksi ke kanan sama dengan kecepatan reaksi ke kiri.

3. a. $K_c = \dfrac{[HF]^2}{[H_2][F_2]}$

 b. $K_c = 0$

 c. $K_c = [H_2]^{\frac{3}{2}}$

 d. $K_c = [CS_2]$

5. $K_c = 5,5$

 a. $K_p = K_c\left[\dfrac{3}{2}\right]^{\frac{1}{2}}$

 b. $K_c = \dfrac{[NO][Br_2]^{\frac{1}{2}}}{[NOBr]}$

9. $K_p = 114$ KPa
 $K_c = 26,21$ mol L^{-1}

Evaluasi Kompetensi Kimia Semester 1

I. Pilihan ganda

1.	A	11.	C	21.	D	31.	C		
3.	C	13.	E	23.	B	33.	D		
5.	E	15.	D	25.	C	35.	D		
7.	B	17.	B	27.	A	37.	C		
9.	A	19.	E	29.	C	39.	D		

II. Esai

1. Golongan IIA, periode 8
3. $_{15}P = [Ne]^{10}\ 3s^2\ 3p^3$
5. 229,2 kJ
7. a. $v = k\,[NO]^2\,[Cl_2]$
 b. $k = 180$ mol^{-2} s^{-1}
9. 0,72

Bab 6 Asam Basa

Tes Kompetensi Subbab A

1. a. $H_3PO_4(aq) \rightleftharpoons 3H^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$
 b. $HClO_4(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + ClO_4^-(aq)$
 c. $Mg(OH)_2(aq) \longrightarrow Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

Tes Kompetensi Subbab B

1. $[H^+] = 0{,}5$ M; $[Cl^-] = 0{,}5$ M
 $[H^+] = 0{,}25$ M; $[ClO_4^-] = 0{,}25$ M
 $[H^+] = 0{,}01$ M; $[NO_3^-] = 0{,}01$ M
3. $[H^+] = [CN^-] = 1{,}4 \times 10^{-5}$ M
5. K_b (etanolamin) $= 1{,}4 \times 10^{-22}$
7. $[CH_3COOH] = 0{,}491$ M
 $[CH_3COO^-] = [H^+] = 0{,}009$ M
 $[H^+] = 0{,}5$ M

Tes Kompetensi Subbab C

1. Sebab untuk mengionisasi molekul-molekul H_2O diperlukan energi. Kenaikan suhu air akan menggeser posisi kesetimbangan ionisasi air ke arah pembentukan ion-ionnya.
3. pH ($HClO_4$) = 0,7
5. a. pH (NaOH 0,5 M) = 13,7
 b. pH ($Ca(OH)_2$ 0,5 M) = 14
7. pH (anilin) = 8,6

Tes Kompetensi Subbab D

1. **Donor proton** (huruf tebal)
 a. $OH^- + \mathbf{NH_4^+} \rightleftharpoons NH_3 + \mathbf{H_2O}$
 b. $\mathbf{H_2O} + S_2^- \rightleftharpoons \mathbf{HS^-} + OH^-$
 c. $NH_3 + \mathbf{HSO_4^-} \rightleftharpoons SO_4^{2-} + \mathbf{NH_4^+}$
3. BF_4^-
5. a. $(C_2H_2)_2O$ asam lewis
 SO_3 sebagai basa lewis
 b. SiF_4 sebagai asam lewis
 F^- sebagai basa lewis
 c. HCl sebagai asam lewis
 NH_3 sebagai basa lewis
 d. H_2O dapat berperan sebagai asam atau basa lewis

Evaluasi Kompetensi Bab 6

I. Pilihan ganda

1.	E	11.	A	21.	D	31.	B
3.	E	13.	E	23.	D	33.	A
5.	E	15.	C	25.	B	35.	D
7.	A	17.	D	27.	D		
9.	D	19.	D	29.	A		

II. Esai

1. • Asam rasanya masam, sedangkan basa rasanya pahit
 • Contoh asam: cuka; basa: sabun.
3. Asam
5. $[H^+] = [C_6H_4NH_2COO] = 0{,}001$M
7. $[H^+] = 7{,}7 \times 10^{-9}$
9. a. $HCl(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$
 asam basa asam basa
 b. $HCO_3^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$
 basa asam asam basa
 c. $NH_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
 basa asam asam basa
 d. $CaO(s) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$
 basa asam asam basa

Bab 7 Stoikiometri Larutan dan Titrasi Asam Basa

Tes Kompetensi Subbab A

1. a. $Ca(s) + 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow CaSO_4(s) + H_2(g)$
 b. $NH_4^+(aq) \longrightarrow NH_3(g) + H^+(aq)$
 c. $Cu(s) + 2Ag^+(aq) \longrightarrow 2Ag(s) + Cu^{2+}(aq)$
3. a. $BaSO_4(s)$ (endapan); dan $HCl(aq)$ (larutan)
 b. $AgCl(s)$ (endapan); dan $NaNO_3(aq)$ (larutan)
 c. $2NaOH(aq)$ (larutan); dan $H_2(g)$ (gas)
 d. $NaCl(aq)$ (larutan); dan $HNO_3(aq)$ (larutan)
5. $[NHO_3]$ pekat = 14,65 M; $[HNO_3]$ encer = 0,19 M.
7. pH = 13,9
9. pH = 13,2

Tes Kompetensi Subbab B

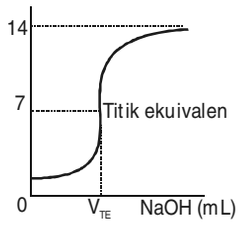
1. Metil jingga : 0 – 1,7
 Fenolftalein : 8,5 – 10
 Brom timol biru : 8 – 8
3. a. V(NaOH) = 62,5 mL
 b. pH = 0,6 (0 mL); 0,8 (10 mL); 1,1 (25 mL); 1,23 (30 mL); dan 1,78 (50 mL)
 c. Kuning (asam) → biru (basa). Hijau pada saat titik ekuivalen.

Evaluasi Kompetensi Bab 7

I. Pilihan ganda

1.	C	17.	C
3.	C	19.	D
5.	C	21.	E
7.	D	23.	A
9.	C	25.	C
11.	C		
13.	A		
15.	D		

II. Esai

1. 

 a. pH = –log [H^+]
 b. pH = –log ($\frac{1}{3}$ [H^+])
 c. pH = –log $\left(\sqrt{K_w}\right)$
 d. pH = 14 + log[OH^-]
3. V(HBr) = 3 L
5. pH = 1,35; [CN^-] = $2{,}5 \times 10^{-5}$ M
7. • Titik ekuivalen adalah jumlah mol H^+ tepat dinetralkan oleh jumlah mol OH^- pada titrasi asam basa.
 • Titik akhir adalah titik berakhirnya titrasi, yang ditandai oleh perubahan warna.
 • Agar titik akhirnya dekat dengan titik ekuivalen.

Bab 8 Kesetimbangan Ion-Ion dalam Larutan

Tes Kompetensi Subbab A

1. a. $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$
 Pada saat titik ekuivalen tercapai, terbentuk garam natrium asetat. Ion asetat dari garam ini merupakan basa konjugat yang cukup kuat untuk menarik proton dari air. Dengan kata lain, terjadi hidrolisis menghasilkan ion OH^-.
 $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$
 b. Oleh karena terbentuk ion OH^-, $pH_{TE} > 7$

Tes Kompetensi Subbab B

1. $Cu^{2+} + 2H_2O \rightleftharpoons Cu(OH)_2 + 2H^+$
 $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$
3. pH = 9,07
5. pH = 5,9
7. pH = 5,1
9. a. netral; b. bergantung pada K_a (NH_4^+) dan K_b (NO_2^-); c. asam

Tes Kompetensi Subbab C

1. pH = 4,8
3. $[C_6H_3OOO^-] = \left(\frac{1}{0{,}15}\right) \times [C_6H_5COOH]$
5. Sebelum penambahan NaOH pH = 9,255
 Sesudah penambahan NaOH pH = 9,26
7. pH (2,84); pengenceran tidak memengaruhi nilai pH.

Tes Kompetensi Subbab D

1. a. $K_{sp}(CaCO_3) = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}]$
 b. $K_{sp}(Ca_3(PO_4)_2) = [Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$
 c. $K_{sp}(PbS) = [Pb^{2+}][S^{2-}]$
3. Kelarutan (*S*) $Ca_3(PO_4)_2 = 8{,}6 \times 10^{-13}$ M
5. Nilai pH < 1,9

Evaluasi Kompetensi Bab 8

I. Pilihan ganda

1.	D	11.	B	21.	D	31.	C
3.	A	13.	C	23.	A	33.	B
5.	D	15.	A	25.	A	35.	B
7.	A	17.	E	27.	D		
9.	A	19.	A	29.	E		

II. Esai

1. a. pH = 2,87
 b. pH = 4,75
 c. pH = 8,7
 d. pH = 12,3
3. • pH = 8,6
 • [CH_3CH_2COOH] = 0,024 M
5. $NaHCO_3(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + HCO_3^-(aq)$
 $Na_2CO_3(aq) \longrightarrow 2Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$
 $HCO_3^-(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$
 Penambahan H^+ ke dalam campuran reaksi tersebut akan dinetralkan oleh ion $CO_3^{2-}(aq)$ dan kesetimbangan bergeser ke kiri.
7. • pH = 9,26
 • pH = 9,42 (setelah penambahan 12 mL HCl 0,2 M)
9. *S*(MgF_2 dalam NaF) = 0,001 g L^{-1}

Bab 9 Sistem Koloid

Tes Kompetensi Subbab A

1. Kecap, sirup, dan air tajin
3. Karena dalam sirup obat batuk mengandung koloid yang bersifat liofob (kurang stabil).
5. Koloid hidrofil: tinta printer dan kecap.
7. Karena partikel-partikel koloid ukurannya lebih besar dibandingkan larutan murni. Akibatnya, cahaya yang melaluinya terhamburkan sehingga menimbulkan warna.
9. Dengan cara mengatur pH larutan asam amino maka pada pH tertentu ada asam amino bermuatan negatif, positif, dan netral. Kemudian, asam-asam amino tersebut ditempatkan dalam medan listrik. Asam amino yang bermuatan positif akan menuju katode, asam amino yang bermuatan negatif akan menuju anode, sedangkan asam amino netral tidak tertarik oleh kedua elektrode.

Tes Kompetensi Subbab B

1. Sampai waktu tidak terbatas.
3. Sebab emulsi susu akan rusak (pecah) dengan adanya ion-ion H^+ dari air jeruk.

Tes Kompetensi Subbab C

1. Cara mekanik (dispersi).
3. Uap air berubah menjadi awan disebabkan suhu di atmosfer bumi menurun (makin tinggi di atas permukaan bumi, suhunya makin rendah). Adapun dipegunungan, selain suhunya rendah, tekanan udaranya juga rendah (makin tinggi daratan di atas permukaan laut makin rendah tekanan udaranya).
5. AgCl yang terbentuk akan mengendap, tetapi dengan kelebihan ion Cl^- , AgCl akan mengadsorpsi ion-ion Cl^- (NaCl berlebih) sehingga terbentuk koloid.

Evaluasi Kompetensi Bab 9

I. Pilihan ganda

1.	A	11.	C	21.	B
3.	E	13.	A	23.	C
5.	C	15.	A	25.	D
7.	D	17.	D	27.	A
9.	C	19.	D	29.	A

II. Esai

1.

Variabel	Larutan Sejati	Sistem Koloid
Ukuran partikel (cm)	$10^{-8} - 10^{-7}$	$10^{-6} - 10^{-4}$
Tembus oleh cahaya	Transparan	Tidak Transparan
Kestabilan larutan	Sangat stabil	Bervariasi

3. a. Cair dalam gas; b. Padat dalam cair; c. Padat dalam cair; d. Cair dalam cair; e. Cair dalam gas.
5. Lumpur adalah koloid bermuatan negatif yang kurang stabil. Penambahan tawas, $KAl(SO_4)_2$ atau kapur berguna untuk menetralkan muatan lumpur sehingga lumpur beragrerat dan mengendap.
7. Arus listrik bertegangan tinggi dialirkan melalui elektrode logam (bahan terdispersi) yang dicelupkan ke dalam air. Loncatan bunga api listrik mengakibatkan bahan elektrode terurai menjadi atom-atom dan larut ke dalam medium pendispersi air membentuk sol.
9. *Cara busur listrik*: Logam emas dijadikan elektrode yang dicelupkan dalam air. Ketika arus listrik dialirkan melalui elektrode, terjadi bunga api listrik sehingga atom-atom emas menguap dan larut dalam air membentuk sol emas. Sol emas ini distabilkan dengan cara mengadsorpsi ion-ion OH^- dari air.
 Cara kondensasi: Reduksi emas (III) klorida dengan formalin ($AuCl_3 + CH_4O + 3H_2O \longrightarrow 2Au + 6HCl + CH_4O_2$). Atom-atom bebas emas ini beragrerat membentuk koloid, distabilkan oleh ion-ion OH^- yang teradsorpsi pada permukaan partikel koloid. Ion-ion OH^- berasal dari ionisasi air.

Evaluasi Kompetensi Kimia Semester 2

I. Pilihan ganda

1.	E	15.	D	29.	C
3.	A	17.	C	31.	D
5.	E	19.	B	33.	C
7.	C	21.	D	35.	E
9.	C	23.	B		
11.	D	25.	D		
13.	C	27.	B		

II. Esai

1. pH = 1,7; pOH = 12,3
3. a. $\underset{\text{asam}}{H_2C_2O_4} + \underset{\text{basa}}{ClO^-} \rightleftharpoons \underset{\text{basa konjugat}}{HC_2O_4^-} + \underset{\text{asam konjugat}}{HClO}$

 b. $\underset{\text{basa}}{HPO_4^{2-}} + \underset{\text{asam}}{NH_4^+} \rightleftharpoons \underset{\text{basa konjugat}}{NH_3} + \underset{\text{asam konjugat}}{H_2PO_4^-}$

 c. $\underset{\text{basa}}{SO_4^{2-}} + \underset{\text{asam}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{asam konjugat}}{HSO_4^-} + \underset{\text{basa konjugat}}{OH^-}$

 d. $\underset{\text{basa}}{H_2PO_4^-} + \underset{\text{asam}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{asam konjugat}}{H_3PO_4} + \underset{\text{basa konjugat}}{OH^-}$

 e. $\underset{\text{basa/asam}}{H_2PO_4^-} + \underset{\text{asam/basa}}{H_2PO_4^-} \rightleftharpoons \underset{\text{asam konjugat}}{H_3PO_4} + \underset{\text{basa konjugat}}{HPO_4^{2-}}$

 f. $\underset{\text{asam}}{HCN} + \underset{\text{basa}}{CO_3^{2-}} \rightleftharpoons \underset{\text{basa konjugat}}{CN^-} + \underset{\text{asam konjugat}}{HCO_3^-}$
5. m $NaHPO_4$ = 125,67 g
7. $K_{sp}(MgOH) = 1{,}8 \times 10^{-11}$
9. Perbedaannya terletak pada sumber pengendap. Pada elektroforesis, muatan penetral berasal dari arus listrik yang dialirkan melalui elektrode, sedangkan larutan elektrolit berasal dari ion-ion garam yang ditambahkan.

Evaluasi Kompetensi Kimia Akhir Tahun

I. Pilihan ganda

1.	B	21.	B
3.	C	23.	A
5.	E	25.	A
7.	C	27.	C
9.	A	29.	B
11.	C	31.	B
13.	C	33.	A
15.	A	35.	B
17.	C	37.	A
19.	E	39.	D

II. Esai

1. Konfigurasi elektron 5N = $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
 Bilangan kuantum untuk 1*s* adalah n = 1, $\ell = 0$, m = 0,
 s = $\frac{1}{2}$
 Bilangan kuantum untuk 2*s* adalah n = 2, $\ell = 0$, m = 0,
 s = $\frac{1}{2}$
 Bilangan kuantum untuk 2*p* adalah n = 2, $\ell = 1$, m = 0,
 1, s = + $\frac{1}{2}$

3. $y = 8{,}9$ dan $x = 0{,}2$
 Nilai $\Delta H°$ untuk reaksi:
 a. $\Delta H° = (2 \times 283 + 418 + 155) - (4 \times 283 + 167)$
 $= -160$ kJ
 b. $\Delta H° = (432 + 494) - (2 \times 459 + 142) = -134$ kJ
 c. $\Delta H° = (2 \times 432 + 942) - (4 \times 386 + 167)$
 $= +95$
 d. $\Delta H° = (413 + 887 + 2 \times 432) - (3 \times 413 + 305 + 2 \times 386)$
 $= -152$ kJ

5. $\Delta H°_{reaksi}$: $C_2H_5OH(\ell) \longrightarrow CH_3OCH_3(\ell)$
 $C_2H_5OH(\ell) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$
 $\Delta H° = 1234{,}7$ kJ
 $2CO_2(g) + 3H_2O(g) \longrightarrow C_2H_3OCH_3(\ell) + 3O_2(g)$
 $\Delta H° = +1328{,}3$ kJ
 $C_2H_5OH(\ell) \longrightarrow C_2H_3OCH_3(\ell)\ \Delta H° = 93{,}6$ kJ

7. $\text{Log}\, K = -20{,}28 + \frac{10{,}56}{T}$
 a. $K = 0{,}55$
 b. $K = \frac{P_{C_5H_{11}N}}{P_{C_5H_5N}\ P_{H_2}^3}$
 Jumlah relatif molekul piridin terhadap piperidin
 $\frac{P_{C_5H_5N}}{P_{C_5H_{11}N}} = \frac{1}{K} = 1{,}82$
 Fraksi piridin dalam campuran
 $= \frac{1{,}82}{1{,}82 + 0{,}55} \times 10\% = 76{,}8\%$

9. $NaC_8H_{11}N_2O_3(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + C_8H_{11}N_2O_3^-(aq)$
 $C_8H_{11}N_2O_3^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons C_8H_{12}N_2O_3(aq) + OH^-(aq)$
 $K_b(C_8H_{11}N_2O_3^-) = \frac{10^{-14}}{3{,}7 \times 10^{-8}} = 2{,}7 \times 10^{-7}$
 $K_b = \frac{(C_8H_{12}N_2O_3)(OH^-)}{(C_8H_{11}N_2O_3)} = \frac{x^2}{0{,}001}$
 $x = [OH^-] = 1{,}64 \times 10^{-5}$
 pH = 14 + log $(1{,}64 \times 10^{-5}) = 9{,}2$
 Indikator yang cocok adalah fenolftalein (trayek pH 8,5 – 9,8).

Apendiks 2

Tabel 1 Entalpi Pembentukan Standar

Zat	ΔH°_f (kJ mol^{-1})	Zat	ΔH°_f (kJ mol^{-1})
Ag(*s*)	0	Cl^-(*aq*)	–167,2
Ag^+(*aq*)	105,9	HCl(*g*)	–92,3
AgCl(*ℓ*)	–127,0	CO(*s*)	0
AgBr(*s*)	–99,5	Co^{2+}(*aq*)	–67,36
AgI(*s*)	–62,4	CoO(*s*)	–239,3
$AgNO_3$(*s*)	–123,1		
Al(*s*)	0	Cr(*s*)	0
Al^{3+}(*aq*)	–524,7	Cr^{2+}(*aq*)	–138,9
Al_2O_3(*s*)	–1669,8	Cr_2O_3(*s*)	–1128,4
B(*s*)	0	CrO_4^{2-}(*aq*)	–863,16
B_2O_3(*s*)	–1263,6	$Cr_2O_7^{2-}$(*aq*)	–1460,6
H_3BO_3(*s*)	–1087,9	Cs(*s*)	0
H_3BO_3(*s*)	–1067,8	Cs^+(*aq*)	–247,69
Ba(*s*)	0	Cu(*s*)	0
Ba^{2+}(*aq*)	–538,4	Cu^+(*aq*)	51,88
BaO(*s*)	–558,2	Cu^{2+}(*aq*)	64,39
$BaCl_2$(*s*)	–860,1	CuO(*s*)	–155,2
$BaSO_4$(*s*)	–1464,4	Cu_2O(*s*)	–166,69
$BaCO_3$(*s*)	–1218,8	CuCl(*s*)	–134,7
Be(*s*)	0	$CuCl_2$(*s*)	–205,85
BeO(*s*)	–610,9	CuS(*s*)	–48,5
Br_2(*ℓ*)	0	$CuSO_4$(*s*)	–769,86
Br_2(*aq*)	–120,9	F_2(*g*)	0
HBr (*g*)	–36,2	F^-(*aq*)	–329,1
C(grafit)	0	HF(*g*)	–271,6
C(intan)	1,90	Fe(*s*)	0
CO(*g*)	–110,5	Fe^{2+}(*aq*)	–87,86
CO_2(*g*)	–393,5	Fe^{3+}(*aq*)	–47,7
CO_2(*aq*)	–412,9	Fe_2O_3(*s*)	–822,2
CO_3^{2-}(*aq*)	–676,3	$Fe(OH)_2$(*s*)	–568,19
HCO_3^-(*aq*)	–691,1	$Fe(OH)_3$(*s*)	–824,25
H_2CO_3(*aq*)	–699,7	H(*g*)	218,2
CS_2(*g*)	115,3	H_2(*g*)	0
CS_2(*ℓ*)	87,9	H^+(*aq*)	0
HCN(*aq*)	105,4	OH^-(*aq*)	–229,94
CN^-(*aq*)	151,0	H_2O(*g*)	–241,8
$CO(NH_2)_2$(*s*)	–333,19	H_2O(*ℓ*)	–285,8
$CO(NH_2)_2$(*aq*)	–319,2	H_2O_2(*ℓ*)	–187,6
Ca(*s*)	0	I_2(*s*)	0
Ca^{2+}(*aq*)	–542,96	I^-(*aq*)	55,9
CaO(*s*)	–635,6	HI(*g*)	25,9
$Ca(OH)_2$(*s*)	–986,6	K(*aq*)	0
CaF_2(*s*)	–1214,6	K^+(*aq*)	–251,2
$CaCl_2$(*s*)	–794,96	KOH(*s*)	–425,85
$CaSO_4$(*s*)	–1432,69	KCl(*s*)	–435,87
$CaCO_3$(*s*)	–1206,9	$KClO_3$(*s*)	–391,20
Cl_2(*g*)	0		

$KClO_4(s)$	–433,46	$NaNO_3(s)$	–466,68
$KBr(s)$	–392,17	$Na_2CO_3(s)$	–1130,9
$KI(s)$	–327,65	$NaHCO_3(s)$	–947,68
$KNO_3(s)$	–492,7	$O(g)$	249,4
$Li(s)$	0	$O_2(g)$	0
$Li^+(aq)$	–278,46	$O_3(aq)$	–12,09
$Li_2O(s)$	–595,8	$O_3(g)$	142,2
$LiOH(s)$	–487,2	P(putih)	0
$Mg(s)$	0	P(merah)	–18,4
$Mg^{2+}(aq)$	–461,96	$PO_4^{3-}(aq)$	–1284,07
$MgO(s)$	–601,8	$P_4O_{10}(s)$	–3012,48
$Mg(OH)_2(s)$	–924,66	$HPO_4^{2-}(aq)$	–1298,7
$MgCl_2(s)$	–641,8	$H_2PO_4^-(aq)$	–1302,48
$MgS0_4(s)$	–1278,2	$Pb(s)$	0
$MgCO_3(s)$	–1112,9	$Pb^{2+}(aq)$	1,6
$Mn(s)$	0	$PbO(s)$	–217,86
$Mn^{2+}(aq)$	–218,8	$PbO_2(s)$	–276,65
$MnO_2(s)$	–520,9	$PbCl_2(s)$	–359,2
$N_2(g)$	0	$PbS(s)$	–94,3
$N_3^-(aq)$	245,18	$PbSO_4(s)$	–918,4
$NH_3(g)$	–46,3	$Pt(s)$	0
$NH_4^+(aq)$	–132,80	S(rombik)	0
$NH_4Cl(s)$	–315,39	S(monoklinik)	0,30
$NH_3(aq)$	–366,1	$SO_2(g)$	–296,1
$N_2H_4(\ell)$	50,4	$SO_3(g)$	–395,2
$NO(g)$	90,4	$SO_3^{2-}(aq)$	–624,25
$NO_2(g)$	33,85	$SO_4^{2-}(aq)$	–907,5
$N_2O_4(g)$	9,66	$H_2S(g)$	–20,15
$N_2O(g)$	81,56	$HSO_3^-(aq)$	–627,98
$HNO_2(aq)$	–118,8	$HSO_4^-(aq)$	–885,75
$HNO_3(\ell)$	–173,2	$H_2SO_4(\ell)$	–811,3
$NO_3^-(aq)$	–206,57	$Zn(s)$	0
$Na(s)$	0	$Zn^{2+}(aq)$	–152,4
$Na^+(aq)$	–239,66	$ZnO(s)$	–348,0
$Na_2O(s)$	–415,89	$ZnCl_2(s)$	–415,89
$NaCl(s)$	–411,0	$ZnS(s)$	–202,9
$Nal(s)$	–288,0	$ZnSO_4(s)$	–978,6
$Na_2SO_4(s)$	–1384,49		

Sumber:*Chemistry*, 2002

Tabel 2 Konstanta Disosiasi Asam pada Suhu 25°C

Nama	Rumus	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Asam asetat	$HC_2H_3O_2$	$1{,}8 \times 10^{-5}$		
Asam askorbat	$HC_6H_7O_6$	$8{,}0 \times 10^{-5}$	$1{,}6 \times 10^{-12}$	
Asam benzoat	$HC_7H_5O_2$	$6{,}3 \times 10^{-5}$		
Asam borat	H_3BO_3	$5{,}8 \times 10^{-10}$		
Asam butanoat	$HC_4H_7O_2$	$1{,}5 \times 10^{-5}$		
Asam karbonat	H_2CO_3	$4{,}3 \times 10^{-7}$	$5{,}6 \times 10^{-11}$	
Asam kloroasetat	$HC_2H_2O_2Cl$	$1{,}4 \times 10^{-3}$		
Asam klorit	$HClO_2$	$1{,}1 \times 10^{-2}$		
Asam sitrat	$H_3C_6H_5O_7$	$7{,}4 \times 10^{-4}$	$1{,}7 \times 10^{-5}$	$4{,}0 \times 10^{-7}$
Asam sianat	$HCNO$	$3{,}5 \times 10^{-4}$		
Asam format	$HCHO_2$	$1{,}8 \times 10^{-4}$		
Asam hidroazoat	HN_3	$1{,}9 \times 10^{-5}$		
Asam sianida	HCN	$4{,}9 \times 10^{-10}$		
Asam flourin	HF	$6{,}8 \times 10^{-4}$		
Asam sulfur	H_2S	$9{,}5 \times 10^{-8}$	1×10^{-19}	
Asam hipobromit	$HBrO$	$2{,}5 \times 10^{-9}$		
Asam hipoklorit	$HClO$	$3{,}0 \times 10^{-8}$		
Asam hipoiodit	HIO	$2{,}3 \times 10^{-11}$		
Asam iodat	HIO_3	$1{,}7 \times 10^{-1}$		
Asam laktat	$HC_3H_5O_3$	$1{,}4 \times 10^{-4}$		
Asam malonat	$H_2C_3H_2O_4$	$1{,}5 \times 10^{-3}$	$2{,}0 \times 10^{-6}$	
Asam nitrit	HNO_2	$4{,}5 \times 10^{-4}$		
Asam oksalat	$H_2C_2O_4$	$5{,}9 \times 10^{-2}$	$6{,}4 \times 10^{-5}$	
Fenol	HC_6H_5O	$1{,}3 \times 10^{-10}$		
Asam fosfat	H_3PO_4	$7{,}5 \times 10^{-3}$	$6{,}2 \times 10^{-8}$	$4{,}2 \times 10^{-13}$
Asam propionat	$HC_3H_5O_2$	$1{,}3 \times 10^{-5}$		
Asam sulfat	H_2SO_4	Asam kuat	$1{,}2 \times 10^{-2}$	
Asam sulfit	H_2SO_3	$1{,}7 \times 10^{-2}$	$6{,}4 \times 10^{-8}$	
Asam tartarat	$H_2C_4H_4O_6$	$1{,}0 \times 10^{-3}$	$4{,}6 \times 10^{-5}$	

Sumber: *Chemistry: The Central Science*, 2000

Tabel 3 Konstanta Disosiasi untuk Basa pada Suhu 25°C

Nama	Rumus	K_b
Amonia	NH_3	$1{,}8 \times 10^{-5}$
Anilin	$C_6H_5NH_2$	$4{,}3 \times 10^{-10}$
Dimetilamina	$(CH_3)_2NH$	$5{,}4 \times 10^{-4}$
Etilamina	$C_2H_5NH_2$	$6{,}4 \times 10^{-4}$
Hidrazin	H_2NNH_2	$1{,}3 \times 10^{-6}$
Hidroksilamina	$HONH_2$	$1{,}1 \times 10^{-8}$
Metilamina	CH_3NH_2	$4{,}4 \times 10^{-4}$
Piridina	C_5H_5N	$1{,}7 \times 10^{-9}$
Trimetilamina	$(CH_3)_3N$	$6{,}4 \times 10^{-5}$

Sumber: *Chemistry: The Central Science*, 2000

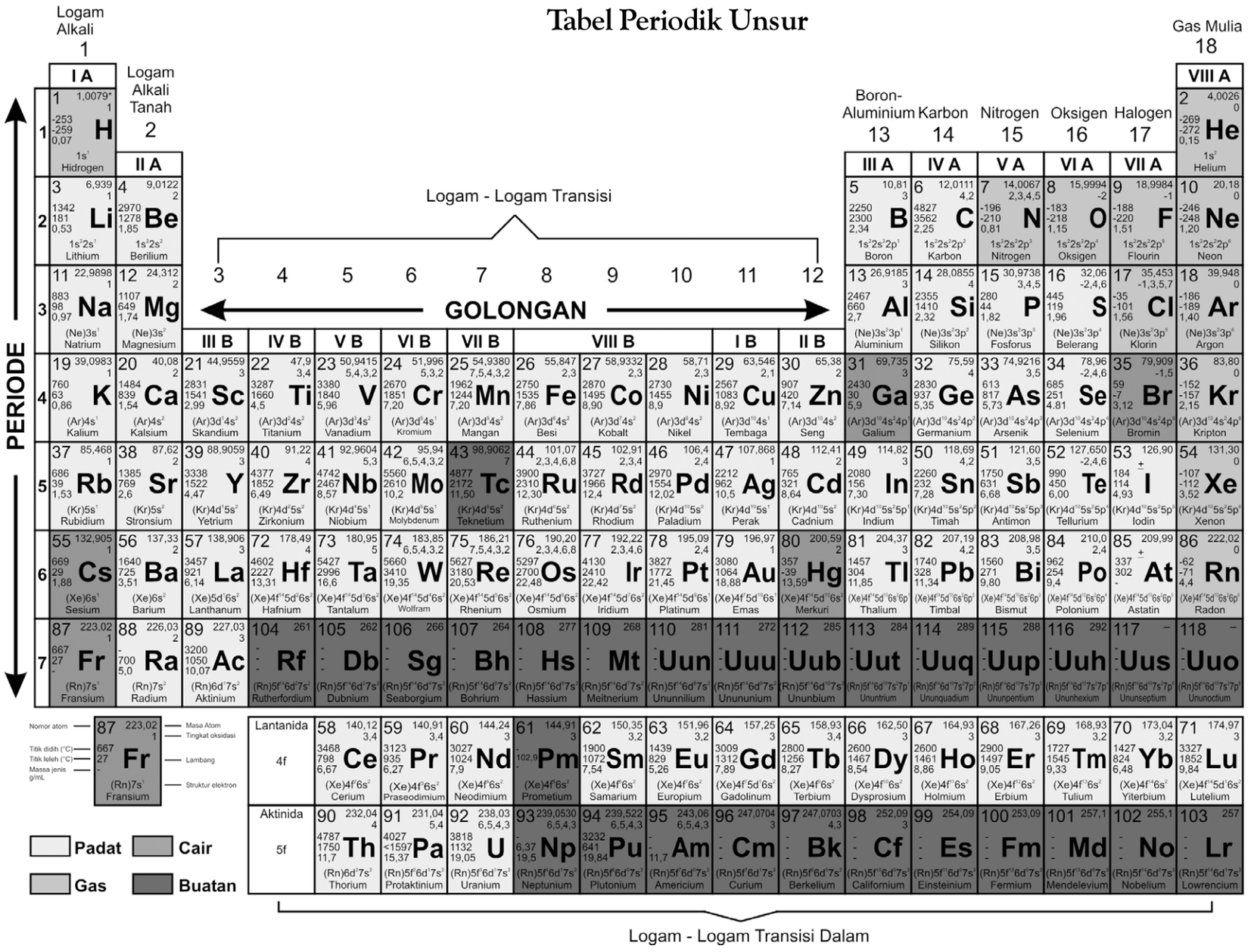
Tabel 4 Konstanta Hasil Kali Kelarutan Untuk Senyawa pada Suhu 25°C

Nama	Rumus	K_{sp}	Nama	Rumus	K_{sp}
Barium karbonat	$BaCO_3$	$5{,}0 \times 10^{-9}$	Timbal(II) fluorida	PbF_2	$3{,}6 \times 10^{-8}$
Barium kromat	$BaCrO_4$	$2{,}1 \times 10^{-10}$	Timbal(II) sulfat	$PbSO_4$	$6{,}3 \times 10^{-7}$
Barium fluorida	BaF_2	$1{,}7 \times 10^{-6}$	Timbal(II) sulfida*	PbS	3×10^{-28}
Barium oksalat	BaC_2O_4	$1{,}6 \times 10^{-6}$	Magnesium hidroksida	$Mg(OH)_2$	$1{,}6 \times 10^{-12}$
Barium sulfat	$BaSO_4$	$1{,}1 \times 10^{-10}$	Magnesium karbonat	$MgCO_3$	$3{,}5 \times 10^{-8}$
Kadmium karbonat	$CdCO_3$	$1{,}8 \times 10^{-14}$	Magnesium oksalat	MgC_2O_4	$8{,}6 \times 10^{-5}$
Kadmium hidroksida	$Cd(OH)_2$	$2{,}5 \times 10^{-14}$	Mangan(II) karbonat	$MnCO_3$	$5{,}0 \times 10^{-10}$
Kadmium sulfida*	CdS	8×10^{-28}	Mangan(II) hidroksida	$Mn(OH)_2$	$1{,}6 \times 10^{-13}$
Kalsium karbonat (kalsit)	$CaCO_3$	$4{,}5 \times 10^{-4}$	Mangan(II) sulfida*	MnS	2×10^{-53}
Kalsium kromat	$CaCrO_4$	$7{,}1 \times 10^{-4}$	Merkuri(I) klorida	Hg_2Cl_2	$1{,}2 \times 10^{-18}$
Kalsium fluorida	CaF_2	$3{,}9 \times 10^{-11}$	Merkuri(I) iodida	Hg_2I_2	$1{,}1 \times 10^{-28}$
Kalsium hidroksida	$Ca(OH)_2$	$6{,}5 \times 10^{-6}$	Merkuri(II) sulfida*	HgS	2×10^{-53}
Kalsium fosfat	$Ca_3(PO_4)_2$	$2{,}0 \times 10^{-29}$	Nikel(II) karbonat	$NiCO_3$	$1{,}3 \times 10^{-7}$
Kalsium sulfat	$CaSO_4$	$2{,}4 \times 10^{-5}$	Nikel(II) hidroksida	$Ni(OH)_2$	$6{,}0 \times 10^{-16}$
Kromium(III) hidroksida	$Cr(OH)_3$	$1{,}6 \times 10^{-30}$	Nikel(II) sulfida*	NiS	3×10^{-20}
Kobalt(II) karbonat	$CoCO_3$	$1{,}0 \times 10^{-10}$	Perak bromat	$AgBrO_3$	$5{,}5 \times 10^{-5}$
Kobalt(II) hidroksida	$Co(OH)_2$	$1{,}3 \times 10^{-15}$	Perak bromida	AgBr	$5{,}0 \times 10^{-13}$
Kobalt(II) sulfida*	CoS	5×10^{-22}	Perak karbonat	Ag_2CO_3	$8{,}1 \times 10^{-12}$
Tembaga(I) bromida	CuBr	$5{,}3 \times 10^{-9}$	Perak klorida	AgCl	$1{,}8 \times 10^{-10}$
Tembaga(II) karbonat	$CuCO_3$	$2{,}3 \times 10^{-10}$	Perak kromat	Ag_2CrO_4	$1{,}2 \times 10^{-12}$
Tembaga(II) hidroksida	$Cu(OH)_2$	$4{,}8 \times 10^{-20}$	Perak iodida	AgI	$8{,}3 \times 10^{-17}$
Tembaga(II) sulfida*	CuS	6×10^{-37}	Perak sulfat	Ag_2SO_4	$1{,}5 \times 10^{-5}$
Besi(II) karbonat	$FeCO_3$	$2{,}1 \times 10^{-11}$	Perak sulfida*	Ag_2S	6×10^{-51}
Besi(II) hidroksida	$Fe(OH)_2$	$7{,}9 \times 10^{-16}$	Stronsium karbonat	$SrCO_3$	$9{,}3 \times 10^{-10}$
Lantanum fluorida	LaF_3	2×10^{-19}	Timah(II) sulfida*	SnS	1×10^{-26}
Lantanum iodat	$La(IO_3)_3$	$6{,}1 \times 10^{-12}$	Seng karbonat	$ZnCO_3$	$1{,}0 \times 10^{-10}$
Timbal(II) karbonat	$PbCO_3$	$7{,}4 \times 10^{-14}$	Seng hidroksida	$Zn(OH)_2$	$3{,}0 \times 10^{-16}$
Timbal(II) klorida	$PbCl_2$	$1{,}7 \times 10^{-5}$	Seng oksalat	ZnC_2O_4	$2{,}7 \times 10^{-8}$
Timbal(II) kromat	$PbCrO_4$	$2{,}8 \times 10^{-13}$	Seng sulfida*	ZnS	2×10^{-25}

* Untuk kesetimbangan kelarutan jenis $MS(s) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons M^{2+}(aq) + HS^-(aq) + OH^-(aq)$

Sumber: *Chemistry: The Central Science*, 2000

Tabel Periodik Unsur



Senarai

A

Adsorpsi Gejala penempelan zat asing pada permukaan partikel koloid. • 210

Ampiprotik Suatu spesi yang dapat berperan sebagai asam maupun sebagai basa bergantung pada jenis pereaksinya. • 154

Asam Basa Arrhenius Asam adalah zat yang dapat melepaskan ion H^+ di dalam air sehingga konsentrasi ion H^+ dalam air meningkat. Basa adalah zat yang dapat melepaskan ion OH^- di dalam air sehingga konsentrasi ion OH^- dalam air meningkat. • 138

Asam Bronsted–Lowry Asam adalah spesi yang bertindak sebagai donor proton. Basa adalah spesi yang bertindak sebagai akseptor proton. • 152

Asam Basa konjugat Spesi asam terbentuk karena penambahan ion H^+ ke dalam larutan basa. Spesi basa terbentuk karena pelepasan ion H^+ dari asam. • 152, 153

Asam kuat Asam yang di dalam pelarut air mengalami ionisasi sempurna ($\alpha \approx 100\%$). • 141

Asam lemah Asam yang kelarutannya di dalam air terionisasi sebagian, sesuai derajat ionisasinya. • 142

Asam Basa Lewis Asam adalah spesi yang bertindak sebagai akseptor pasangan elektron bebas dari spesi lain membentuk ikatan kovalen koordinat. Basa adalah spesi yang bertindak sebagai donor pasangan elektron bebas kepada spesi lain membentuk ikatan kovalen koordinat. • 154

Asam monoprotik Asam yang dapat melepaskan satu proton (ion H^+). • 145

Asam poliprotik Asam yang dapat melepaskan lebih dari satu proton (ion H^+). • 148

Aturan Aufbau Aturan yang menyatakan urutan pengisian elektron dalam orbital berdasarkan tingkat energi. • 12

Aturan Hund. Aturan yang menyatakan pengisian elektron pada orbital yang memiliki tingkat energi yang sama. • 13

B

Basa kuat Basa yang di dalam air terionisasi sempurna ($\approx 100\%$). • 142

Basa lemah Basa yang terionisasi sebagian. • 142

Bilangan kuantum Suatu besaran yang berguna untuk menggambarkan posisi elektron suatu atom dan membedakannya dari elektron yang lain. • 4, 5

Bilangan kuantum azimut Bilangan kuantum azimut menentukan bentuk orbital. • 5

Bilangan kuantum magnetik Bilangan kuantum ini menunjukkan orientasi (arah orbital) dalam ruang atau orientasi subkulit dalam kulit. • 6

Bilangan kuantum spin Bilangan kuantum yang menunjukkan arah rotasi elektron dalam orbital. • 7

Bilangan kuantum utama Bilangan kuantum ini menyatakan tingkat energi utama elektron dan sebagai ukuran kebolehjadian ditemukannya elektron dari inti atom. • 5

C

Cara Dispersi Pemecahan partikel-partikel besar menjadi partikel berukuran koloid. • 215

Cara Kondensasi Pembentukan agregat dari molekul-molekul kecil berukuran larutan menjadi berukuran koloid. • 216

D

Dialisis Suatu teknik pemurnian koloid yang didasarkan pada perbedaan ukuran partikel-partikel koloid. • 211

Dipol Kutub-kutub yang bermuatan positif dan negatif pada suatu senyawa. • 43

E

Efek Tyndall Gejala pemantulan cahaya oleh partikel koloid. • 210

Elektroforesis Migrasi partikel koloid dalam medan listrik. • 211

Energi pengaktifan Energi minimum yang diperlukan untuk menghasilkan tumbukan efektif agar terjadi reaksi. Energi pengaktifan dilambangkan oleh Ea. • 92

Entalpi pembentukan standar Kalor yang terlibat dalam reaksi pembentukan satu mol senyawa dari unsur-unsurnya, diukur pada keadaan standar. • 63

Entalpi penguraian standar Kalor yang terlibat dalam reaksi penguraian satu mol senyawa menjadi unsur-unsurnya, diukur pada keadaan standar. • 64

G

Gaya antarmolekul Gaya yang beraksi di antara molekul-molekul yang menimbulkan tarikan antarmolekul dengan berbagai tingkat kekuatan. • 43

Gaya Dipol-dipol Gaya yang terjadi di antara molekul-molekul yang memiliki sebaran muatan tidak homogen, yakni molekul-molekul dipol atau molekul polar. • 43

Gaya London Gaya yang terjadi akibat kebolehpolaran atau distorsi "awan elektron" dari suatu molekul membentuk dipol sementara (molekul polar bersifat dipol permanen). • 44

Gaya van der Walls Gaya antar molekul kovalen polar yang tidak mempunyai ikatan hidrogen atau ikatan antar molekul nonpolar. • 43, 44

Gerak Brown Gerakan acak partikel koloid dalam suatu medium. • 209

H

Hibridisasi Proses pencampuran orbital-orbital atom membentuk orbital baru dengan tingkat energi berada di antara orbital-orbital yang dicampurkan. • 35

Hidrasi Proses dimana ion molekul dikelilingi oleh air. • 181

Hidrolisis Reaksi ion dengan air yang menghasilkan asam konjugat dan ion hidroksida atau basa konjugat dan ion hidronium. • 182

Hukum Hess Aturan yang menyatakan bahwa entalpi hanya bergantung pada keadaan awal dan akhir reaksi maka perubahan entalpi tidak bergantung pada jalannya reaksi (proses). • 64

I

Ikatan hidrogen Ikatan yang terbentuk pada senyawa-senyawa polar yang mengandung atom H dan atom yang memiliki keelektronegatifan tinggi, seperti F, O, N, dan Cl. • 46

Indikator asam basa Senyawa yang memberikan warna berbeda dalam larutan asam dan larutan basa. • 169

J

Jelifikasi Proses pembentukan jeli. • 208

K

Katalis Zat yang ditambahkan dalam jumlah sedikit ke dalam suatu sistem reaksi untuk mempercepat reaksi. • 86

Katalis heterogen Katalis yang berbeda fasa dengan pereaksi. • 87, 95

Katalis homogen Katalis yang memiliki fasa yang sama dengan pereaksi. • 87

Kecepatan reaksi Perubahan konsentrasi molar pereaksi atau hasil reaksi per satuan waktu. • 80

Kesetimbangan kimia Suatu kondisi di mana laju reaksi pembentukan sama dengan laju reaksi penguraian. • 104

Kesetimbangan heterogen Reaksi kesetimbangan jika pereaksi dan hasil reaksi berbeda fasa. • 108

Kesetimbangan homogen Reaksi kesetimbangan jika pereaksi dan hasil reaksi memiliki fasa yang sama. • 108

Koloid adalah dispersi zat dengan ukuran partikel terdispersi antara 10^{-7} cm sampai dengan 10^{-5} cm. • 206

Koloid liofil adalah partikel koloid yang menyukai medium pendispersinya. • 207

Koloid liofob adalah partikel koloid yang tidak menyukai medium pendispersinya. • 207

Konstanta ionisasi asam (K_a) Konstanta kesetimbangan ionisasi asam dalam air yang merupakan hasil bagi konsentrasi produk dengan konsentrasi reaktan. • 142

Konstanta ionisasi basa (K_b) Konstanta kesetimbangan ionisasi basa dalam air yang merupakan hasil bagi konsentrasi produk dengan konsentrasi reaktan. • 143

Konfigurasi elektron Penyusunan elektron-elektron dalam kulit atom berdasarkan tingkat energinya. • 18

L

Larutan penyangga Larutan yang mengandung campuran dari pasangan asam lemah dan basa konjugat atau basa lemah dan asam konjugatnya. • 187

M

Mekanika kuantum. Teori atom yang menyatakan bahwa gerakan elektron dalam mengelilingi inti bersifat seperti gelombang. • 4

O

Orbital Daerah tempat elektron dalam atom. • 8

P

Periode Letak unsur dalam sistem periodik yang menunjukan nomor kulit terbesar. • 19

Persamaan kecepatan reaksi Persamaan yang menyatakan hubungan antara kecepatan reaksi dan konsentrasi molar pereaksi dipangkatkan tingkat reaksi atau orde reaksinya. • 88

Persamaan Schrodinger Persamaan yang digunakan untuk memperkirakan daerah kebolehjadian ditemukannya elektron. • 4

Persamaan termokimia Persamaan reaksi kimia yang menunjukkan jumlah mol yang bereaksi dan nilai perubahan entalpi. • 57

pH Skala logaritma untuk menyatakan derajat keasaman atau kebasaan suatu larutan. • 145

Prinsip Ketidakpastian Heisenberg Teori yang menyatakan bahwa keberadaan elektron dalam lintasan tidak dapat ditentukan dengan pasti, yang dapat ditentukan hanya daerah kebolehjadian ditemukan elektron. • 4

Promotor Bahan yang menjadikan katalis lebih efektif. Misalnya, untuk meningkatkan aktivitas katalitik dari besi oksida. • 95

R

Reaksi eksoterm Reaksi kimia yang menghasilkan kalor. • 55

Reaksi endoterm Reaksi kimia yang menyerap atau menerima kalor. • 55

Reaksi netralisasi Reaksi antara asam dan basa yang menghasilkan garam dan air. • 165

T

Teori tumbukan Kecepatan reaksi ditentukan oleh faktor frekuensi tumbukan efektif (f) dan orientasi tumbukan (p). • 91

Tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}) Hasil kali konsentrasi ion-ion dalam larutan jenuh. • 195

Titik akhir titrasi Kondisi pada saat terjadi perubahan warna indikator. • 170, 173

Titik ekuivalen (setara) titrasi Kondisi pada saat larutan asam tepat bereaksi dengan larutan basa. • 172

Titrasi Metode analisis kuantitatif untuk menentukan kadar suatu larutan. • 170

Indeks

A
adsorpsi 93, 210
akseptor proton 152, 154, 155
alkalosis 192
amonia 29, 58, 66, 68, 95, 105, 112, 120, 122, 145, 146
ampiprotik 156
asam
 Arrhenius 138, 139, 151, 152
 Bronsted-Lowry 151, 152, 154
 Lewis 154, 155
 konjugat 152, 153
 kuat 140, 141, 145, 146
 lemah 142, 143, 147
 monoprotik 145, 146, 147
 pekat 164, 168
 poliprotik 148, 149, 150
aturan Aufbau 12
aturan Hund 13

B
bahan bakar hidrogen 72
basa
 konjugasi 152, 153
 kuat 141, 142, 145, 178
 lemah 142, 143, 147
batu bara 71
bentuk molekul 28
bentuk orbital 8
bilangan kuantum 4, 5
biodiesel 72
bioenergi 72

D
dinamis 104
dipol 43
donor proton 152, 154, 155

E
efek Tyndall 209, 210
eksoterm 55
elektroforesis 211, 212
elektron 2, 5, 6, 12
empirik 59
 semiempirik 63
emulsi 207, 208, 216
endoterm 55
energi ikatan 66
 rata-rata 67
energi matahari 71
entalpi 63

G
garam 152, 155, 179, 180, 181, 182, 183, 184, 185, 186
gaya antarmolekul 43
gaya van der Waals 43, 44, 210
gerak Brown 209, 211
golongan 18

H
Haber, Fritz 120
Hess, Germain Henri 64
heterogen 87, 95, 108, 206
hidrofil 207, 208, 212
hidrofob 207, 208, 212
hidrolisis 180, 181, 182, 183, 184, 186, 216, 217
homogen 87, 108, 205, 206
hukum Hess 64

I
ikatan hidrogen 46
indikator asam basa 168, 169, 170, 171
ion senama 187, 197

K
katalis 86
kecepatan reaksi 81, 82
kelarutan 163, 195, 196, 197, 198, 217
kesetimbangan 179, 181, 182, 183, 184, 185, 187, 188, 195
kesetimbangan air 146
koloid 205, 206, 207, 208, 209, 210, 212, 213, 214, 215, 216
konfigurasi elektron 18
konstanta hasil kali kelarutan 195, 196, 197, 198, 199

L
laju reaksi 82
larutan penyangga 181, 187, 191, 192, 193, 194, 195
larutan sejati 206, 207, 209
liofil 207, 208
liofob 209
luas permukaan sentuh 85

O
oktahedral 29
orbital 8
Ostwald, Wilhelm 96

P
pengenceran 192, 194, 195
pengendapan 163, 197, 199
penguraian 140
periode 19
prinsip larangan Pauli 13

R
reaksi
asam basa 151, 152, 154, 155
penghasil gas 163

S
sol 207, 208, 212, 215, 216, 217
sumber energi baru 70
sumber energi terbarukan 72
suspensi 206, 207, 212, 213, 215, 216

T
teori domain elektron 29
teori mekanika kuantum 4
termokimia 57
tetapan asam (K_a) 142, 143, 144, 146, 148, 149
tetapan basa (K_b) 143, 144, 147
tingkat energi orbital 10
titik akhir 170, 171,173, 174
titrasi 161, 166, 168, 169, 170, 171, 173, 174

Daftar Pustaka

Acmad, H.T. 1991. *Penuntun Belajar Kimia: Stoikiometri dan Energetika.* Bandung: PT Citra Aditya Bakti.

Anderton, J.D., et al. 1997. *Foundations of Chemistry. 2nd Edition.* Australia: Addison Wesley Longman Australia Pty Ltd.

Brady, J. E., Senese, F. 2004. *Chemistry: Matter and its Changes. 4th Edition*. New York: John Wiley & Sons. Inc.

Brady., and Humiston.1990. *General Chemistry. 4th Edition*. New York: John Wiley & Sons, Inc.

Brown, T.L.,Lemay. H.E., and Bursten. B.E. 2000. *Chemistry: The Central Science. 8th Edition*. New Jersey:Prentice Hall International, Inc.

Chang, R. 1994. *Chemistry. 5th Edition*. New York: Mc Graw–Hill, Inc

Chang, R. 2002. *Chemistry. 7th Edition*. New York: Mc Graw–Hill, Inc.

Drews, F.K.M., 2000. *How to study Science*. 3rd New York: Mc Grow–Hill.

Ebbing., Darrel, D., and Wrighton., Mark, S. 1990. *General Chemistry. 3rd Edition*. Boston: Houghton Mifflin Company.

Fullick, A., and Fullick, P. 2000. *Heinemann Advanced Science: Chemistry. 2nd Edition*. Spain: Heinemann Educational Publisher.

Malone, L.J. 1994. *Basic Concepts of Chemistry. 4th Edition*. New York: John Wiley & Sons, Inc.

Mc Murry, J., and Fay. R. C. 2001. *Chemistry. 3rd Edition*. New Jersey: Pretice–Hall, Inc.

Millio, F.R. 1991. *Experiment in General Chemistry*. New York: Sauders College Publishing.

Moellller., and Therald, *et.al*. 1989. *Chemistry with Inorganic Qualitative Analysis*. San Diego: Harcourt Brace Jovanovich Publisher.

Murov, S.B., and Stedjee. 2000. *Experiments and Exercises in Basic Chemistry. 5th Edition*. New York: John Wiley & Sons, Inc.

Olmsted, J., and Williams, G.M. 1997. *Chemistry: The Molecular Science. 2nd Edition*. Dubuque: Wim. C. Brown.

Oxtoby., David, W., Nachtrieb., and Norman, H. 1987. *Principles of Modern Chemistry*. Philadelphia: Saunders Golden Sunburst Series.

Petrucci, R.H., and William, H. 1997. *General Chemistry Principles and Modern Application. 7th Edition* New Jersey: Pentice–Hall, Inc.

Publisher Team. 1995. *Chemistry Today: The World Book Encyclopedia Of Science*. Chicago: World Book, Inc.

Publisher team. 1992. *Chemistry (Topical)*. Selangor: University Book Store (M) SDN BHD.

Pusat Penerjemah FSUI. 1997. Jendela IPTEK: *Materi*. Edisi Bahasa Indonesia. Jakarta: Balai Pustaka.

Pusat Penerjemah FSUI. 1997. Jendela IPTEK: *Kimia*. Edisi Bahasa Indonesia. Jakarta: Balai Pustaka.

Ryan, L. 2001. *Chemistry For You*. Revised National Curriculum Edition For GCSE. Spain: Stanley Thornes (Publishers), Ltd.

Retsu, S. R. Sougou Kagashi. Tokyo: Keirinkan.

Sevenair, J.P., and Burkett, A.R. 1997. *Introductory Chemistry. 1st Edition*. Dubuque: Wm.C.Brown Communications, Inc.

Schwartz, A.T., et. al. 1997. *Chemistry in Context. 2nd Edition*. Dubugue: Times Mirror Higher Education Group, Inc.

Sunarya, Y. 2003. *Kimia Dasar I: Berdasarkan Prinsip-prinsip Terkini*. Edisi ke-1. Bandung: Gracia Indah Bestari.

Sunarya, Y. 2003. *Kimia Dasar II: Berdasarkan Prinsip-prinsip Terkini*. Edisi ke-1. Bandung: Gracia Indah Bestari.

Taylor, C., and Pople, S. 1995. *The Oxford Children's Book of Science*. New York: Oxford University Press

Zumdahl., and Steven, S. 1989. *Chemistry. 2nd Edition,* Lexington: D. C Heath and Company.

Sumber lain:

http://nobelprize.org
www.anbg.gov
www.art-mind.org
www.bauerundguse.de
www.chemistryexplained.com
www.dbhs.wvusd.k12.ca.us
www.iptek.net.id
www.menlh.go.id
www.petrosa.com
www.powerlabs.org
www.pu.go.id
www.thoit.com

Diunduh dari BSE.Mahoni.com

ISBN 978-979-068-721-9 (No. Jld lengkap)
ISBN 978-979-068-723-3

Buku ini telah dinilai oleh Badan Standar Nasional Pendidikan (BSNP) dan telah dinyatakan layak sebagai buku teks pelajaran berdasarkan Peraturan Menteri Pendidikan Nasional Nomor 22 tahun 2007 tanggal 25 Juni 2007 Tentang Penetapan Buku Teks Pelajaran Yang Memenuhi Syarat Kelayakan Untuk Digunakan Dalam Proses Pembelajaran.

Harga Eceran Tertinggi (HET) Rp.16.315,-